

61-
PRIJS / 1.45

REPETITORIUM DER ELEMENTAIRE SCHEIKUNDE

TE GEBRUIKEN VOOR

HET EINDEXAMEN DER HOGERE BURGERSCHOOL MET
VIJFJARIGEN CURSUS EN DAARMEDE OP SCHEIKUNDIG
GEBIED GELIJK TE STELLEN EXAMENS

DOOR

DR. C. H. SLUITER

LEERAAR AAN DE RIJKS H. B. S. MET 5-JARIGEN CURSUS
EN HET GYMNASIUM TE 'S-HERTOGENBOSCH

„BIS REPETITA PLACENT”

TWEEDE, GEHEEL HERZIENE DRUK



L. C. G. MALMBERG
's-HERTOGENBOSCH — ANTWERPEN

UITGAVEN VAN L. C. G. MALMBERG
'S-HERTOGENBOSCH — ANTWERPEN

F. X. ARNAUX: Ma première Année de Français, Troisième Edition	f 0.80
Ma deuxième Année de Français, Deuxième Edition	f 1.10
Ma troisième Année de Français	f 1.10
Ma quatrième Année de Français	f 0.85
Beknopt Overzicht der Fransche Spraakkunst	f 0.45
Petite Grammaire Française	f 0.55
P. J. BOS: Leerboek der Algebra, 1e deel, 10e druk	f 1.90
Idem, 2e deel 8e druk	f 2.—
Idem, 3e deel, 7e druk	f 2.—
Antwoorden op de opgaven voorkomende in het Leerboek der Algebra, 1e deel	f 0.45
Idem, idem, 2e deel	f 0.50
Idem, idem, 3e deel	f 0.50
DR. JAC. VAN GINNEKEN: Als ons Moedertaalonderwijs nog ooit gezond wil worden	f 1.80
De Roman van een Kleuter, 2e druk. Ingen. f 2.75. Geb. f 3.50	
DR. JAC. VAN GINNEKEN en DR. J. ENDEPOLS: De Regenboogkleuren van Nederlands Taal, ingenaaid f 3.—. Gebonden	f 4.10
E. J. V. M. HOOGEVEEN en DR. J. L. E. PEETERS: Leerboek der Mensch en Dierkunde, geïllustreerd, 2e druk, ingenaaid f 4.25. Gebonden	f 5.—
A. HULSMAN — UP-TO-DATE SERIES.	
ENGELSCH LEESBOEKEN VOOR SCHOOL EN HUIS.	
SERIE A I. Stories of Robin Hood and William Tell, 2e druk	f 1.—
SERIE A III. Little Lord Fauntleroy, by Mrs. H. BURNETT, 5e druk	- 1.30
SERIE A IV. Misunderstood, by FLORENCE MONTGOMERY, 2e druk	- 1.20
SERIE B I. Three Men in a Boat, by JEROME K. JEROME, 4e druk	- 1.—
SERIE B III. Helen's Babies, by J. HABBERTON, 3e druk	- 1.40
SERIE B III. The Human Boy, by EDEN PHILLPOTTS	- 1.50
SERIE C I. Paul and Florence Dombey, by CH. DICKENS, 2e druk	- 1.80
SERIE C II. The Prisoner of Zenda, by A. HOPE, 2e druk	- 1.20
SERIE C III. Sketches, by JEROME K. JEROME	- 1.80
SERIE C IV. Sketches, by W. W. JACOBS	- 1.50
SERIE D I. Irish Character, by CANON SHEEHAN, 2e druk	- 1.20
SERIE D II. At Sunwich Port, by W. W. JACOBS	- 1.80
SERIE D III. Sketches, by BRET HARTE	- 1.20
SERIE D IV. Selections, from MARK TWAIN	- 1.80
J. KLEYNTJENS en H. I. DE BIE: Wandkaarten der Algem. Geschiedenis. Tot heden verschenen 9 kaarten. De grootte dezer wandkaarten is 1.35 x 1.05 M. Uitvoerig prospectus op aanvraag	
J. KLEYNTJENS en DR. H. F. M. HUYBERS: Handboek der Nederlandsche Geschiedenis, geïllustreerd. Ten dienste van Kweek- en Normalscholen en Hoofdacte. Eerste deel	f 2.20
Leerboek der Algemeene Geschiedenis, geïllustreerd, 2e deel, 9e druk	f 3.—
Beknopt Leerboek der Algemeene Geschiedenis, geïllustreerd, 8e druk	f 4.—

REPETITORIUM DER ELEMENTAIRE SCHEIKUNDE

TE GEBRUIKEN VOOR

HET EINDEXAMEN DER HOOGERE BURGERSCHOOL MET
VIJFJARIGEN CURSUS EN DAARMEDE OP SCHEIKUNDIG
GEBIED GELIJK TE STELLEN EXAMENS

DOOR

DR. C. H. SLUITER

LEERAAR AAN DE RIJKS H.B.S. MET 5-JARIGEN CURSUS
EN HET GYMNASIUM TE 'S-HERTOGENBOSCH

„BIS REPETITA PLACENT”

TWEEDE, GEHEEL HERZIENE DRUK



L. C. G. MALMBERG
'S-HERTOGENBOSCH — ANTWERPEN

VOORWOORD.

Zooals de titel aanduidt, is dit werkje niet geschreven om als leiddraad te dienen bij de beginstudie der scheikunde, maar wel om een overzicht te geven van de systematisch verworven kennis, zooals die uit de meeste elementaire leerboeken is te verkrijgen. Uit den aard der zaak kan in een leerboek de volgorde, waarin de definities, de wetten, de analysemethoden en het overige feitenmateriaal behandeld worden, niet de meest overzichtelijke zijn. Ik heb getracht door een zooveel mogelijk tabellarische samenvatting der leerstof aan dit bezwaar tegemoet te komen. De ondervinding, die ik door dictaten in dezen trant bij mijn leerlingen heb opgedaan, heeft mij geleerd, dat zij de helaas noodige „examen-kennis” op deze wijze gemakkelijker kunnen verkrijgen, dan alleen met het leerboek.

Wat met kleine letters gedrukt is, zal in de meeste gevallen niet geeischt worden voor het eindexamen der H. B. S. met 5-j. c. Ik meende het daarin vermelde toch te moeten opnemen, daar dit op genoemde school gewoonlijk wel behandeld wordt, wat voor het verkrijgen van een eenigermate bevredigend inzicht ook zeer gewenscht is.

In hoeverre dit werkje ook voor de verdere studie van nut kan zijn, moge de praktijk leeren. Aan degenen, die mij door hun opmerkingen bij de samenstelling van dit werkje behulpzaam zijn geweest, betuig ik hier mijn oprechten dank.

DE SCHRIJVER.

's-Hertogenbosch, November 1916.

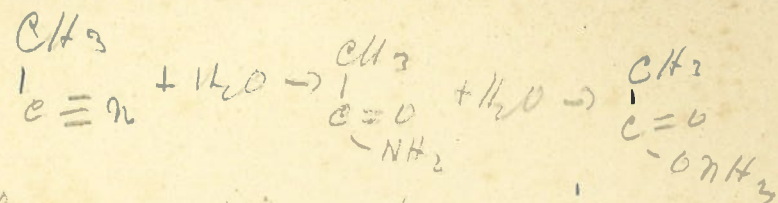
BIJ DEN TWEEDEN DRUK.

Nu de bruikbaarheid van dit werkje gebleken is, heb ik getracht deze nog te verhoogen door op vele plaatsen de stof meer overzichtelijk te rangschikken.

Verder zijn eenige nieuwe onderwerpen, zooals de berekening van den dissociatiegraad in gassen en het gedrag van amphotere electrolyten, in dezen druk opgenomen.

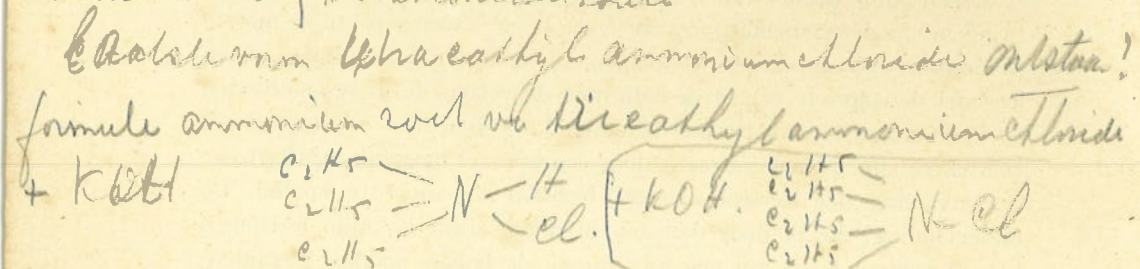
DE SCHRIJVER.

's-Hertogenbosch, December 1922.

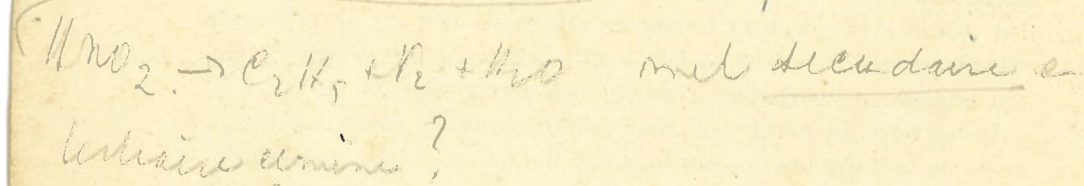


By wateronttrekking een leug vorming

Secundaire en tertiaire amide adderen een
andere vorming de ammoniumzouten



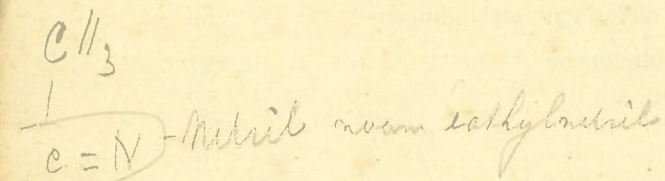
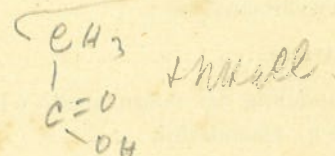
Primair amine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ in Nitropropane



INHOUD.

	Bldz.
Definities met korte omschrijving.	1
Wetten en Hypothesen met eenige hunner toepassingen en gevolgen.	9
Bepaling der samenstelling eener stof (<i>Quantitatieve analyse</i>)....	15
Electrolyse.	15
Eudiometrische bepalingen	16
Gewichtsanalyse	16
Titratie.	18
Behandeling der voornaamste elementen en verbindin- gen, afzonderlijk	20
Metalloïden en eenige hunner onderlinge verbindingen	20
Metalen en eenige hunner verbindingen	70
Organische verbindingen.	70
Aliphatische verbindingen	70
Aromatische „	82
Hydro-aromatische verbindingen	88
Heterocyclische „	89
Eiwitten of proteïne stoffen	90
Alphabetisch Register	91

1
C 26 Ionisalin. ⁷maxwak
- 64.

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{C} \equiv \text{N} \end{array} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{C} = \text{O} \\ \text{OK} \end{array} + \text{NH}_3 \quad \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{C} \equiv \text{N} \end{array} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow$$


Na formiate. $\frac{CO + NaOH}{T \text{ gross}} \rightarrow HCOONa$

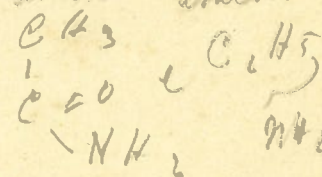
Wat krygt men bij achen te volgen oeg datte van medelidat
verke. van. Heer van. wot

all 3 cook Bereiding oudemethode In water

$\text{Pb}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbS} + \text{H}_2\text{SO}_4$
 not usual in the lab.

about 1000 each at 2 =

with NH_3 .



Een **element** is een stof, die door energietoevoer niet in meer eenvoudige stoffen is te ontleden. In 1916 waren ongeveer 90 elementen geïsoleerd. Elementen kunnen niet in elkaar worden omgezet.

De klasse der radioactieve elementen vormt hierop een uitzondering. Hierbij treedt echter een bijzondere vorm van energie op, de electronenstraling, waarom men genoemde stoffen toch niet tot de verbindingen rekent.

Allotropiën zijn de verschillende toestanden, waarin een stof kan optreden, afgezien van haar aggregatietoestanden, b.v. zuurstof en ozoon, diamant en graphiet, rhombische en monokliene zwavel, enz. (ook bij verbindingen komen allotropiën voor; b.v. bij arseentrioxjde en kwiksulfide). De stabiliteit hangt gewoonlijk af van de omstandigheden van temperatuur en druk. Enkele toestanden zijn echter steeds metastabiel b.v. gele phosphorus en plastische zwavel.

Een **scheikundige verbinding** is een stof, waarin de eigenschappen der samenstellende bestanddeelen in veel sterker mate voor nieuwe hebben plaats gemaakt, dan in een mengsel van dezelfde bestanddeelen het geval is. In verbindingen kunnen de elementen slechts in bepaalde gewichtsverhoudingen voorkomen, terwijl mengsels een willekeurige samenstelling kunnen hebben.

Een verbinding heeft een constant kook- en stolpunt (wanneer geen ontleding optreedt), terwijl deze bij een mengsel gedurende het afdestilleeren en het stollen veranderen (behalve in eenige bijzondere gevallen b.v. eutectische mengsels hebben een constant stolpunt en aethylalcohol met $\pm 4\%$ water distilleert bij constante temperatuur over).

Isomere stoffen bevatten hetzelfde aantal gelijknamige atomen in elk hunner moleculen, maar de rangschikking dezer atomen in het molecule is verschillend. Vooral bij organische stoffen komt isomerie veel voor en verraadt zich door een verschil in eigenschappen van stoffen, die een gelijke empirische samenstelling en een gelijk moleculair gewicht bezitten.

Polymere stoffen bevatten een verschillend aantal gelijknamige atomen per molecule, terwijl de verhouding der atomen onderling dezelfde is. Gewoonlijk heeft de stof met het hoogste moleculairgewicht het hoogste kook- en stolpunt.

In een **heterogeen mengsel** zijn de samenstellende bestanddeelen nog van elkaar te onderscheiden, b.v. in graniet en in melk. In een

homogeen mengsel is dit niet meer het geval, b.v. in alle echte oplossingen en in vele metaallegeringen.

De keuze, waartoe men een stof zal rekenen, hangt af van de scherpheid der waarnemingsmethode. Zoo blijken hydrosolen (zie p. 4) heterogeen te zijn bij onderzoek met de ultramicroscop, hoewel zij overigens homogeen schijnen.

Een **atoom** is de kleinste hoeveelheid van een element, die als afzonderlijk deeltje kan optreden. Voor een atoom van elk element gebruikt men een bepaald symbool, gewoonlijk de beginletter(s) van den Latijnschen naam van het element.

Een **molecule** is de kleinste hoeveelheid van een verbinding, die als afzonderlijk deeltje kan optreden. Soms bestaat een molecule uit meerdere atomen van hetzelfde element, b.v. O_2 , N_2 , H_2 , P_4 , S_8 , enz. Worden de atomen van zulke elementen afzonderlijk vrij gemaakt (**status nascens**), dan hebben zij een bijzonder groot bindingsvermogen, ook onderling, daar zij zich weer snel tot moleculen kunnen vereenigen, b.v. electrolytisch ontwikkelde H- en O-atomen.

Een **ion** is een atoom of atoomgroep (**complex ion**) met een bepaalde elektrische lading. Ionen zijn alleen in oplossingen of in sommige waterhoudende kristallen bestaanbaar. De ionen, die een molecule bij oplossing kan leveren, kunnen elkaar electrisch neutraliseeren, zoodat de oplossing in haar geheel geen lading vertoont. Van alle oplosmiddelen werkt water het sterkst ioniseerend. Ioniseerende stoffen (**electrolyten**) zijn zuren, basen of zouten.

Een **metaal** is een element, dat in de oplossing zijner verbindingen positief geladen ionen (**kationen**) kan leveren. Soms kan een metaal wel eens deel uitmaken van een complex negatief geladen ion, b.v. in zinkaten, chromaten, manganaten enz., maar op zich zelf is het nooit negatief geladen. — Toch rekent men waterstof, dat kationen kan leveren, niet tot de metalen, daar het zoo weinig overeenkomst vertoont in de overige metallieke eigenschappen, zooals glans, pletbaarheid, taaiheid, goed geleidingsvermogen voor electriciteit en warmte en het vermogen om als, oxyde, met water een base te vormen.

Een **metalloide** is een element, dat in de oplossing zijner verbindingen negatief geladen ionen (**anionen**) kan leveren of met andere metalloiden een complex negatief geladen ion kan vormen, b.v. SO_4 , NO_3 , enz. Soms kan een metalloide deel uitmaken van een kation, b.v. in

+ —

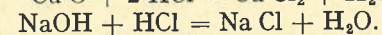
ammonium-verbindingen zooals $NH_4 Cl$, maar op zich zelf is het nooit positief geladen. In tegenstelling met de metaal-oxyden leveren de oxyden der metalloiden met water een zuur.

Een **zuur** is een stof, die in waterige oplossing een overmaat H-ionen bevat. Een zuur is „sterker” naarmate het bij een bepaalde concentratie der oplossing een hooger ionisatiegraad bezit. De ioniseerbare H-atomen zijn vervangbaar door metalen. De meeste zuren kleuren lakmoes rood. **Eénbasische** zuren bevatten per molecule één ioniseerbaar H-atoom, b.v. HCl , CH_3COOH ; **meerbasische** zuren bevatten per molecule meerdere ioniseerbare H-atomen, b.v. H_2SO_4 , H_3PO_4 .

Een **zuurrest** of **zuurradicaal** is het atoom of de atoomgroep van het zuur, die een anion kan vormen. Deze bestaat dus uit alle erin voorkomende atomen, behalve de ioniseerbare H-atomen, b.v. Cl , NO_3 , SO_4 , PO_4 , CH_3COO , enz.

Een **base** is een stof, die in waterige oplossing een overmaat OH (**hydroxyl**)-ionen bevat. De „sterkte” van een base hangt weer van den ionisatiegraad af, evenals bij de zuren. De ioniseerbare OH-groep is vervangbaar door een zuurradicaal. De meeste basen kleuren lakmoes blauw. Hiertoe behooren de meeste metaalhydroxyden. **Eén-zurige** basen bevatten per molecule één ioniseerbare OH groep, b.v. KOH , NH_4OH ; **meerzurige** basen bevatten per molecule meerdere ioniseerbare OH groepen, b.v. $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$.

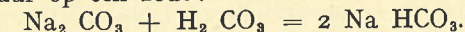
Een **normaal zout** is een verbinding van een metaal met een zuurrest. Zouten kunnen ontstaan door inwerking van een zuur op een onedel metaal onder waterstofontwikkeling, of van een zuur op een metaaloxijde of op een base, waarbij in de beide laatste gevallen tevens water gevormd wordt: $Zn + 2 HCl = ZnCl_2 + H_2$;



Een **zuur zout** is een zout, waarin nog door metaal vervangbare waterstof voorkomt, b.v. $NaHSO_4$. Zure zouten kunnen ontstaan door inwerking van een overmaat zuur op een base



of van een zuur op een zout:



Een **basisch zout** is een zout, waarin nog door een zuurrest vervangbare hydroxyl voorkomt, b.v. $Bi(OH)(NO_3)_2$. Basische zouten kunnen ontstaan door inwerking van een zuur op een overmaat eener base of metaaloxijde: $2 PbO + H_2CO_3 = Pb_2(OH)_2CO_3$ („loodwit”). Evenzoo vormen zich basische carbonaten aan de oppervlakte van eenige metalen, b.v. van zink en koper, wanneer zij aan vochtige CO_2 houdende lucht worden blootgesteld.

Een **dubbelzout** is een zout, waarin meer dan één metaal als kation kan optreden, b.v. $KNaSO_4$ en de aluinen (sulfaten van één- en drie-waardige metalen met 24 aq.) Kunnen de metalen in dergelijke zouten in wisselende hoeveelheden naast elkaar optreden, dan spreekt men van **mengkristallen**.

Het verschijnsel dat verschillende zouten in een zelfde kristal voorkomen heet **isomorphie**. In dergelijke zoutmengsels is de waardigheid van het metaal en van het zuurradicaal gelijk b.v. $KClO_4$ en $KMnO_4$; $FeSO_4$ en $ZnSO_4$, enz. Dergelijke mengkristallen kunnen opgevat worden als „vaste oplossingen”.

Een **complex zout** is een zout, waarin meer dan één metaal voorkomt, maar waarvan er één met een zuurradicaal een complex anion vormt, b.v. $K_4Fe(CN)_6$. In dergelijke zouten vertoont het metaal van het complexe anion geen reacties, waaraan men het als kation kan herkennen. Zoo wordt uit een $K_4Fe(CN)_6$ oplossing door basen geen $Fe(OH)_3$ neergeslagen.

Ook de typeerende kleur van een kation verdwijnt, wanneer het betrokken metaal deel uit gaat maken van een anion b.v. een blauwe oplossing, die het kation $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4$ bevat, wordt door cyaankalium ontkleurd, daar zich dan het anion $\text{Cu}(\text{CN})_2$ vormt. Door H_2S wordt hieruit geen CuS neergeslagen.

Hydrolyse is de inwerking van water op sommige normale zouten, waardoor hun oplossing een zure of een basische reactie vertoont. Zouten, die afgeleid zijn van sterke zuren en van zwakke basen, b.v. CuSO_4 , reageeren zuur, daar de metaalionen een aantal hydroxylionen van het water binden tot geheele moleculen der base en dus een overmaat waterstofionen van het water overblijft, die de zure reactie veroorzaken. Omgekeerd reageeren zouten, die afgeleid zijn van een sterke base en een zwak zuur, b.v. Na_2CO_3 , basisch, daar nu een aantal H -ionen van het water tot geheele moleculen van het zuur gebonden worden en dus de OH -ionen van het water een overmaat vormen, die de basische reactie veroorzaakt. Wanneer het zout van een zuur en een base, die nagenoeg even sterk zijn, is afgeleid, zal het neutraal reageeren, b.v. NaCl .

Een **indicator** op zuren en basen is een stof, die in tegenwoordigheid van een overmaat H -ionen een andere kleur aanneemt dan met een overmaat OH -ionen.

Indicatoren zijn zelf zeer zwakke organische zuren of basen, wier zouten sterk geïoniseerd zijn en waarvan de ionen een andere structuur en kleur bezitten dan de niet geïoniseerde moleculen b.v. lakmoes (base : blauw, ion : rood) en phenolphthaleïne (zuur : kleurloos, ion : rood). De overmaat H - of OH -ionen, die noodig is om de kleuromslag te doen optreden, is voor alle indicatoren niet volkomen dezelfde, zoodat vooral voor zwakke zuren en basen de ééne indicator „gevoeliger” is dan de andere. Zoo is lakmoes gevoelig voor zwakke basen b.v. $\text{NH}_4 \text{ OH}$ en phenolphthaleïne voor zwakke zuren b.v. H_2CO_3 .

Een **colloïdale oplossing (hydrosol)** van een stof bevat deeltjes van een onbepaalbaar hoog moleculair gewicht, want zij vertoont geen waarneembare kookpuntsverhoging of stolpuntsdaling.

Bij ultramicroscopische waarneming in gepolariseerd licht worden de opgeloste deeltjes afzonderlijk zichtbaar, zoodat een hydrosol geen homogeen mengsel blijkt te zijn. Hydrosolen zijn niet geïoniseerd. Anorganische hydrosolen, zooals die van SiO_2 , S en vele metalen en hun hydroxyden, verliezen hun vloeibaarheid (**coaguleeren** tot een **hydrogel**) in tegenwoordigheid van electrolyten of door verhitting. Organische hydrosolen, zooals die van vele eiwitten b.v. gelatine, zijn bestendiger.

Onder **dialyse** verstaat men het scheiden van electrolyten en colloïden door middel van een halfdoorlatende (**semipermeabele**) wand tusschen het mengsel en het oplosmiddel, dat steeds ververscht wordt. Zulke wanden, b.v. perkamentpapier, dierlijke blaas, collodion, laten wel de electrolyten maar geen colloïden door, zoodat de eersten langzamerhand met het oplosmiddel verwijderd worden.

Het **atoomgewicht** van een element is de gewichtsverhouding van één zijner atomen tot één atoom waterstof.

of tot $\frac{1}{16}$ atoom zuurstof. In het laatste geval moet men feitelijk het atoomgewicht van waterstof op 1,008 stellen. Deze wijze van berekening is ingevoerd, omdat het atoomgewicht van de meeste elementen praktisch bepaald wordt door de analyse van hun oxyden en men het dan dus op zuurstof betreft. Voor het atoomgewicht van zuurstof heeft men 16,00 gekozen.

Het **moleculair gewicht (M)** van een verbinding is de gewichtsverhouding van één harer moleculen tot één atoom waterstof.

of tot $\frac{1}{16}$ atoom zuurstof (z. b.).

Kent men het aantal atomen, dat van elk element per molecule voorkomt, dan vindt men dus het moleculair gewicht door de atoomgewichten, vermenigvuldigd met de coëfficiënt van het atoom in de moleculairformule, te sommeren. Meestal kan men volstaan met de afgeronde atoomgewichten, zoodat b.v. voor H_2SO_4 : $M = 2 + 32 + 4 \times 16 = 98$ is.

De **dampdichtheid (densiteit D)** van een gas is de gewichtsverhouding van gelijke volumina van dit gas en van waterstof onder gelijke omstandigheden van temperatuur en druk. Uit de hypothese van **Avogadro** (zie p. 9) volgt, dat dit dezelfde gewichtsverhouding is als van een molecule van het gas tot een molecule waterstof. Daar dit laatste uit twee atomen H bestaat, is $M = 2 D$.

Betrekt men de dampdichtheid op zuurstof, zooals om bovengenoemde redenen veelal gedaan wordt, en het moleculair gewicht op $\frac{1}{16}$ zuurstof-atoom, dan wordt $M = 32 D$.

De **valentie (waardigheid)** van een element of van een radicaal is het aantal waterstof-atomen of andere éénwaardige atomen of radicalen, dat het kan binden. De meeste elementen vertoonen niet steeds dezelfde waardigheid, b.v. stikstof is driewaardig in NH_3 en vijfwaardig in ammonium-zouten, zooals NH_4Cl . Ook radicalen vertoonen soms meerdere waardigheden, b.v. MnO_4 is tweewaardig in manganaten, zooals K_2MnO_4 en éénwaardig in permanganaten, zooals KMnO_4 .

Om het verschil in waardigheid van een element in zijn verbindingen aan te geven, heeft men een bepaalde nomenclatuur ingevoerd.

In zouten wordt het metaal, dat een kation vormt, den uitgang **o** gegeven van de laagste waardigheid en **i** voor de hoogste waardigheid er van, b.v. ferrozouten zijn van tweewaardig en ferrizouten van driewaardig ijzer afgeleid.

Zuurstofhoudende zouten, waarin het zuurradicaal een metalloïde met verschillende waardigheden bevat, gaan uit op **iet** voor de laagsten en op **aat** voor de hoogste waardigheid van het metalloïde, b.v. sulfieten zijn van SO_2 met vierwaardige en sulfaten van SO_3 met zeswaardige zwavel afgeleid. Wanneer het metalloïde méér dan twee b.v. vierwaardigheden kan bezitten, geeft men de zouten, die afgeleid zijn van dat met de laagste waardigheid, het voorzetsel **hypo** en met de hoogste waardig-

heid, het voorzetsel **per**, b.v. hypochlorieten zijn van Cl_2O met éénwaardig-, chlorieten van Cl_2O_3 met driewaardig-, chloraten van Cl_2O_5 en perchloraten van Cl_2O_7 met zevenwaardig chloor afgeleid.

Zouten, die in 't geheel geen zuurstof bevatten, gaan uit op **ide**, b.v. chloride, sulfide, enz. Hierin vertoont het metalloïde geen verschillende waardigheden, zoodat hier geen bijzondere voorzetsels of uitgangen noodig zijn.

Zuurstofhoudende zuren, die afgeleid zijn van een metalloïde met de laagste waardigheid, hebben het tusschen voegsel **ig**, terwijl de andere zuren geen bijzonder tusschenvoegsel hebben, b.v. salpeterig-zuur is afgeleid van N_2O_3 met driewaardige en salpeterzuur van N_2O_5 met vijfwaardige stikstof. Wanneer het betrokken metalloïde vier waardigheden vertoont, gebruikt men voor zuren, die afgeleid zijn van dat met de laagste waardigheid, het voorsetzel **onder**- en met de hoogste waardigheid het voorzetsel **over**; b.v. onderchlorigzuur is van Cl_2O , chlorigzuur van Cl_2O_3 , chloorzuur van Cl_2O_5 en overchloorzuur van Cl_2O_7 afgeleid.

Zuren, die in 't geheel geen zuurstof bevatten, gaan uit op **-waterstof**, b.v. chloorwaterstof, zwavelwaterstof, enz. Het zuurradicaal vertoont dan, evenmin als bij de zouten, die geen zuurstof bevatten, geen wisselende waardigheid, zoodat ook hier geen bijzondere voorzetsels noodig zijn.

Bij de oxyden der metalen gebruikt men dezelfde uitgangen **i** en **o** als bij de zouten, b.v. FeO is ferro-oxyde en Fe_2O_3 ferri-oxyde. Bij de oxyden der metalloïden gebruikt men de voorzetsels *mono*-, *di*-, *tri*-, *tetra*-, *penta*-, enz., naargelang van het aantal zuurstof-atomen, dat in het oxyde voorkomt, b.v. CO -koolmonoxyde, CO_2 -kooldioxyde, SO_3 -zwaveltrioxyde, N_2O_4 -stikstoftetroxyde, P_2O_5 -phosphorpentoxyde.

Het **Equivalent- (verbindings-)gewicht** van een element of van een radicaal is het atoom- of radicaalgewicht er van, gedeeld door de betrokken waardigheid. In het geval van wisselende waardigheid van een element of radicaal is het equivalent-gewicht dus niet steeds hetzelfde. Voor waterstof is het steeds 1, voor zuurstof steeds $\frac{16}{2}$, voor ijzer $\frac{56}{2}$ in ferro- en $\frac{56}{3}$ in ferriverbindingen, enz. Deze gewichten geven de gewichtsverhoudingen aan, waarin de elementen of de radicalen zich onderling kunnen verbinden of waarin zij uit hun verbindingen kunnen worden vrijgemaakt, b.v. 1 gr. waterstof kan zich met $\frac{16}{2}$ gr. zuurstof verbinden en bij ontleding van zwavelwaterstof komt tegen 1 gr. waterstof $\frac{32}{2}$ gr. zwavel vrij.

Een **gramatoom**, resp. **gramæquivalent**, resp. **grammolecule** is het atoom-, resp. æquivalent-, resp. moleculairgewicht uitgedrukt in grammen.

Het **moleculair volumen** van een gas is het aantal Liters, dat één grammolecule van het gas inneemt onder normale omstandigheden van temperatuur en druk. Uit de hypothese van **Avogrado** (zie p. 9) volgt, dat dit voor alle gassen even groot moet zijn en wel:

$$\frac{M}{\text{Gewicht 1 L. gas}} = \frac{2D}{D \times \text{gewicht 1 L. waterstof}} = \frac{2}{0,0899} = 22,247 \text{ L.}$$

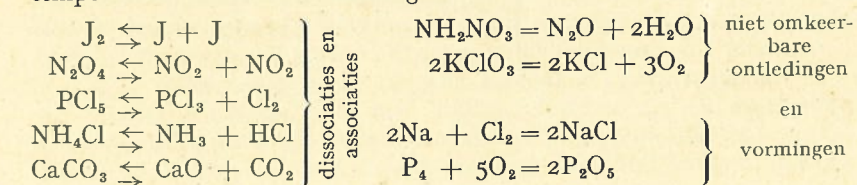
Een **normaaloplossing** van een stof bevat één gramaequivalent van het „actieve” bestanddeel per Liter. Bij **zuren** verstaat men onder het actieve bestanddeel de ioniseerbare waterstof, zoodat een normaaloplossing van een **zuur** per Liter 1 gr. ioniseerbare waterstof bevat. Evenzoo leidt men af, dat een normale oplossing van een **base** één gramaequivalent hydroxyl = 17 gr. OH per L. bevat. **Oxydeerende** stoffen kunnen per Liter normale oplossing $\frac{1}{2}$ gramatoom = $\frac{16}{2}$ gr. zuurstof afstaan. **Reduceerende** stoffen kunnen per L. normale oplossing 1 gramatoom = 1 gr. waterstof afstaan of $\frac{1}{2}$ gramatoom zuurstof opnemen. **Halogeenzouten** bevatten één gramatoom van het halogeen per L. normale oplossing, enz.

In sommige gevallen kan men in eenzelfde stof verschillende bestanddeelen als het actieve beschouwen en dan is het mogelijk, dat een normale oplossing der stof niet steeds dezelfde concentratie bezit. Zoo zou salpeterig zuur HNO_2 als zuur één grammol. en als reduceerende stof $\frac{1}{2}$ grammol. per L. bevatten. Dergelijke verschillen treden op bij andere reduceerende en oxydeerende zuren en zouten.

Zuren en basen	Gram- mol.	Gram- per L.	Oxydeerende Reduceerende } stof	Gram- mol.	Gram- per L.
Zoutzuur HCl	1	36.47	Kaliumpermanganaat KMnO_4	$\frac{1}{5}$	31.61
Salpeterzuur HNO_3	1	63.02	Ferrosulfaat $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ aq.}$	1	278.2
Zwavelzuur H_2SO_4	$\frac{1}{2}$	49.05	Kaliumbichromaat $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\frac{1}{6}$	49.03
Oxaalzuur $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{ aq.}$	$\frac{1}{2}$	63.03	Jodium (en water) $\text{J} (+ \text{H}_2\text{O})$	1	126.92
Azijszuur CH_3COOH	1	60.03	Natriumthiosulfaat $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{ aq.}$	1	248.22
Natriumhydroxyde NaOH	1	40.01	Waterstofperoxyde H_2O_2	$\frac{1}{2}$	17.01
Bariumhydroxyde $\text{Ba} (\text{OH})_2$	$\frac{1}{2}$	85.70	Arseentrioxye As_2O_3	$\frac{1}{4}$	49.48
Ammoniak NH_4OH	1	17.03	Zwavedioxyde SO_2	$\frac{1}{2}$	32.03

Het **evenwicht** is bij een omkeerbare reactie ingetreden, wanneer zich in gelijke tijdsdeelen evenveel moleculen in beide richtingen omzetten. De **reactiesnelheid** (d.w.z. het aantal grammoleculen, dat zich per seconde omzet) is dan in beide richtingen even groot.

Een **dissociatie**, resp. **associatie**, is een ontleding, resp. vorming van een stof, die een omkeerbaar verloop heeft onder den invloed van temperatuur en drukveranderingen.



Dikwijls heeft de instelling van het evenwicht slechts snel plaats in een beperkt gebied van temperatuur en druk, terwijl daarbuiten groote vertragingen plaats hebben b.v. bij de vorming van kwikoxyde uit de elementen, welke tusschen 300° en 400° vrij snel verloopt, maar bij kamertemperatuur onmeetbaar langzaam, terwijl bij zeer hooge temperatuur het oxyde snel ontleeft.

Ter berekening van den *dissociatiegraad* van een damp (b.v. van NH_4Cl) uit de gevonden dampdichtheid (d) en de normale dampdichtheid (D) bedenken wij, dat de dampdichtheden *omgekeerd evenredig* zijn met de aantallen deeltjes in een bepaalde gewichtshoeveelheid damp. Hebben we b.v. 100 ongedissocieerde moleculen, waarvan er x in twee moleculen dissocieeren, dan krijgen we in totaal $100 - x + 2x = 100 + x$ deeltjes, inplaats van 100 deeltjes, dus

$$100 : (100 - x) = d : D \text{ of } x = 100 \frac{D-d}{d}$$

Hieruit kan men de verhouding der aantallen moleculen in den damp vinden. Voor de *gewichtsverhouding* der stoffen moet men deze aantallen dan nog door de resp. moleculairgewichten deelen. (zie p. 15).

Een **katalysator** is een stof, die het intreden van het evenwicht versnelt, dus de reactiesnelheid vergroot, zonder hierbij zelf, schijnbaar, een scheikundige verandering te ondergaan, b.v. platina bij de meeste gasreacties, zooals de vorming van H_2O uit knalgas, SO_3 uit SO_2 en O_2 , enz.; kopersulfaat bij het *Deacon*proces; waterstofionen bij de verzeeping van esters en bij de inversie van suikers; fermenten bij de splitsing van suikers en glucosiden. Een katalysator kan echter nooit de richting, waarin een reactie verloopt, veranderen.

Exotherme, resp. **endotherme**, stoffen ontleden onder warmte-opname, resp.-ontwikkeling, en vormen zich onder warmteontwikkeling, resp.-opname. Evenzoo spreekt men van **exo**-, resp. **endotherme reacties**, waarbij warmte vrijkomt, resp. wordt opgenomen. De meeste stoffen zijn exotherm. Endotherme stoffen zijn onbestendig, gewoonlijk explosief, b.v. chlooroxyden, nitroglycerine, enz.

De **vormings**-, resp. **ontledings**-, **warmte** eener stof is het aantal caloriën, dat vrijkomt, resp. opgenomen wordt, wanneer één gram-molecule der stof uit, resp. in, de moleculen der samenstellende elementen gevormd, resp. ontleed, wordt. Hierbij moet worden aangegeven in welken aggregaatstoestand men zich de stof denkt. Voor den gasttoestand is deze warmte het kleinst en voor de vaste toestanden het grootst.

WETTEN EN HYPOTHESEN MET EENIGE HUNNER TOEPASSINGEN EN GEVOLGEN.

Lavoisier (1789). *Bij een scheikundige werking blijft de massa van elk element, dat er aan deelneemt, constant*. Hieruit volgt, dat er nooit atomen vernietigd of nieuw gevormd kunnen worden. Bij de symbolische voorstelling van een scheikundige werking door een vergelijking moeten dus aan beide zijden van het gelijktteken evenveel atomen van elk der elementen afzonderlijk voorkomen.

Proust (1800). *In elke scheikundige verbinding is de gewichtsverhouding der samenstellende elementen constant*. Hieruit volgt, dat elke verbinding door een bepaalde samenvoeging van atomen kan worden voorgesteld, wat bij een mengsel niet het geval is. Hoewel een bepaald mengsel op zich zelf wel kan worden voorgesteld door een dergelijke samenvoeging van atomen, kan men de verhouding wel eenigermate veranderen, zonder dat er een andere naam aan het mengsel gegeven wordt of dat men van verontreiniging spreekt; zoo kan boter een vrij sterk wisselend gehalte aan C, H en O-atomen hebben en toch volgens het spraakgebruik dezen naam behouden, maar b.v. rietsuiker is altijd $\text{C}_{12} \text{H}_{22} \text{O}_{11}$.

Dalton (1805). *Wanneer twee elementen verschillende verbindingen kunnen vormen, verhouden zich de hoeveelheden van het ééne element, die zich kunnen verbinden met een zelfde hoeveelheid van het andere element, in rede van eenvoudige getallen*, b.v. 12 gr. koolstof verbinden zich met 16 gr. zuurstof tot koolmonoxyde en met 32 gr. zuurstof tot kooldioxyde, dus de hoeveelheden zuurstof in deze verbindingen verhouden zich als 1 : 2. Uit deze wet is door **Dalton** de atoomtheorie in haar tegenwoordige gedaante opgebouwd.

Gay Lussac (1808). *Bij gasreacties verhouden zich de volumina der reageerende gasmoleculen, gemeten onder gelijke omstandigheden van temperatuur en druk, in rede van eenvoudige getallen*, b.v. 2 L. waterstof en 1 L. zuurstof leveren 2 L. waterdamp. Deze wet, gecombineerd met die van **Dalton**, leidde tot de hypothese van:

Avogadro (1811). *Gelijke volumina van verschillende gassen bevatten onder gelijke omstandigheden van temperatuur en druk evenveel moleculen*. Hieruit volgt, aan de hand van metingen van gasvolumina bij gasreacties, dat de meeste gasvormige elementen bij normale temperatuur twee-atomige moleculen bevatten. Voor zuurstof leidt men dit aldus af:

2 L. waterstof en 1 L. zuurstof leveren 2 L. waterdamp.
of 2 mol. waterstof en 1 mol. zuurstof leveren 2 mol. waterdamp.

Hierbij heeft het molecule zuurstof zich in twee gelijke deelen gesplitst, die elk in één molecule waterdamp aanwezig zijn. Het zuurstofmolecule

bestaat dus uit een even aantal atomen. Daar men nu in een grammol. van een zuurstofverbinding nooit minder zuurstof heeft aangetroffen, dan in één grammol waterdamp (n.l. 18 gr.) voorkomt, neemt men aan dat één molecule waterdamp één zuurstofatoom bevat. Dan moet een molecule zuurstof uit twee atomen bestaan. — Uit de waarneming, dat 1 L. waterstof met 1 L. chloor 2 L. zoutzuurgas levert en uit het feit, dat men nooit minder waterstof of chloor in een grammolecule heeft aangetroffen, dan in één grammolecule zoutzuur (n.l. 36,5 gr.) voorkomt, leidt men op bovenstaande wijze af, dat ook deze elementen in gasvorm twee atomen in het molecule bevatten.

Van 't Hoff (1886). *De osmotische druk in een oplossing van nietelectrolyten gehoorzaamt aan de gaswetten en heeft dezelfde waarde als de gasdruk, die de opgeloste stof in gasvorm zou uitoefenen in het volumen der oplossing bij gelijke temperatuur.* Deze wet kan experimenteel niet gemakkelijk nauwkeurig worden nagegaan wegens de bezwaren, die aan de metingen van de osmotische druk verbonden zijn. Wel laat zich hieruit een veel beter controleerbare wet afleiden, nl. die van :

Raoult (1882). *Aequimoleculaire hoeveelheden* (d. w. z. een gelijk aantal moleculen) *van niet-electrolyten veroorzaken in gelijke hoeveelheden van een zelfde oplosmiddel een gelijke dampdrukverlaging, kookpuntverhoging en stolpunt daling.* Zoo veroorzaakt één grammolecule van een stof in 100 gr. water een k. kp. verh. van 5,6° en een st.p.d.l. van 18,5°. Deze noemt men de *moleculaire*-. Practisch is deze gewoonlijk niet te bereiken wegens onvoldoende oplosbaarheid der stoffen. Bovendien geldt de wet alleen voor verdunde oplossingen om dergelijke redenen als waarom de gaswetten bij hoge drukken afwijkingen vertoonen, n. l. het volumen der moleculen en hun onderlinge aantrekking. Volgens **van 't Hoff** zouden de grootheden ook betrokken moeten worden op gelijke oplossingsvolumina, inplaats van op gewichtshoeveelheden van het oplosmiddel. De moleculaire grootheden kunnen ons echter helpen bij de berekening van het moleculair gewicht der opgeloste stof uit de waargenomen grootheden bij oplossingen van bekende concentratie :

Waargenomen : 6,64 gr. rietsuiker in 250 gr. water geven een st. p. d.l. van 0,1435°.

Berekend : M „ „ „ 100 „ „ „ „ 18,5°
Dus M (rietsuiker) = $6,64 \cdot \frac{100}{250} \cdot \frac{18,5}{0,1435} = 342$.

Voor oplossingen van electrolyten zijn de genoemde grootheden abnormaal groot en de afwijkingen zijn des te sterker, naarmate de oplossing beter de electriciteit geleidt en dus meer ionen bevat. (**Arrhenius** 1888). De ionen gedragen zich dus, wat betreft de k.kp. verh. en st.p.d.l., alsof het moleculen waren. Kent men het moleculair gewicht van een electrolyt, dan kan men het percentage der geioniseerde moleculen of den *ionisatiegraad* (x) afleiden uit de waargenomen grootheden (T), de berekende grootheden, wanneer er geen ionisatie optrad (t) en het aantal ionen, waarin één molecule van de electrolyt zich kan splitsen (n). Immers

in plaats van 100 moleculen heeft men bij ionisatie ($100 - x$) moleculen en $n \cdot x$ ionen, dus $\{ 100 + (n - 1) \cdot x \}$ deeltjes in de oplossing, dus :
 $100 : \{ 100 + (n - 1) \cdot x \} = t : T$.

$$x = 100 \frac{T - t}{(n - 1) \cdot t}$$

Dergelijke berekeningen bij oplossingen van verschillende concentraties hebben geleerd, dat de *ionisatiegraad* (x) met de *verdunning* (v) voor alle electrolyten op gelijke wijze toeneemt, (**Ostwald** 1890), en wel

$$z66, \text{ dat } \frac{x^2}{(1 - x) \cdot v} = \text{constant is.}$$

Behalve door concentratieverandering kan de ionisatiegraad afnemen door toevoeging van een andere electrolyt met een gelijknamig ion, b.v. : zoutzuurgas kan de ionisatiegraad van een keukenzoutoplossing zoo sterk verminderen, dat de zoutmoleculen uitkristalliseeren.

Faraday (1850). *De gewichtshoeveelheden der stoffen, die electrolytisch door een zelfden stroom in gelijke tijden worden afgescheiden, verhouden zich als hun equivalentgewichten.* Kent men de valentie van een element, dan berust hierop een der nauwkeurigste methoden om het atoomgewicht te bepalen, wanneer het element zich aan één der elektroden afzet, zonder dat er secundaire werkingen met het oplosmiddel intreden.

Zoo zal zich tegen 107,88 gr. zilver $\frac{63,57}{2}$ gr. koper afzetten uit de zout-

oplossingen dezer metalen terwijl zich $\frac{22,247}{2}$ L. waterstof zal ontwikkelen uit een zuur.

Deze wet staat in nauw verband met de ionentheorie, daar volgens deze de valentie van een ion gelijk is aan het aantal electrische ladingen van een éénwaardig ion, die het bevat. Bij het voortplanten van electriciteit door oplossingen van electrolyten moeten zich dus tegen één tweewaardig ion twee éénwaardige ionen ontladen en als electrisch neutrale atomen vrijkomen.

Een ander gevolg van de ionentheorie is het reeds langer bekende feit, dat de *neutralisatiewarmte van verdunde sterke zuren en basen constant is* en wel voor een gramaequivalent 13700 cal. Immers de eenige scheikundige werking, die zich hierbij afspeelt, is de vorming van H_2O uit H en OH ionen, daar de metaal- (ij) en de zuurrestionen (x) blijven, wat ze waren : $H \cdot x + ij (OH) = H_2O + x \cdot ij$.

Guldberg en Waage (1867). *De snelheid waarmee een reactie verloopt, is evenredig met de concentratie van elk der reageerende stoffen.* Past men deze wet toe op het evenwicht tusschen de ionen en de ongesplitste moleculen in de oplossing van een electrolyt, dan blijkt, dat het product der ionenconcentraties een zeker maximum niet kan overschrijden, zonder dat de oplossing verzadigd wordt aan de moleculen. Dit maximum van het product der ionenconcentraties, waarbij de moleculen kunnen uitkristalliseeren, noemt men het *oplosbaarheidsproduct* van den electrolyt, dat bij een bepaalde temperatuur een constante waarde heeft. Zoo heeft FeS een iets grooter oplosbaarheidsproduct dan CuS. Nu is de concentratie der S ionen in H_2S niet voldoende om, vermenigvuldigd met de concentratie der Fe ionen in een ijzerzout oplossing, het oplos-

baarheidsproduct van FeS te overschrijden, terwijl dit bij CuS wel het geval is. *Hierop berust de scheiding der ijzer- en der kopergroep met H_2S .* In $(NH_4)_2S$ in de concentratie der S ionen echter zoo groot, dat men hiermede ook FeS kan neerslaan uit ijzerzoutoplossingen. Omgekeerd lost FeS in sterke zuren op, daar de H ionen dan zooveel S ionen van het FeS binden tot H_2S moleculen, dat nu de waarde van het oplosbaarheidsproduct van FeS niet bereikt kan worden.

Ook het oplossen van eenige metaalhydroxyden, zooals die van Zn (p. 53) Al (p. 55) In (p. 57) en Pb (p. 59) in een overmaat sterk zuur, zoowel als in een sterke base, staat hiermede in verband. Dit zijn n.l. *amphoteere electrolyten*, d.w.z. zij kunnen zich gedragen als base en als zuur. In de waterige oplossing bestaat b.v. het evenwicht $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{ZnO}_2$. Door toevoeging van een sterk zuur worden de OH ionen tot H_2O gebonden, zoodat het evenwicht naar links verschoven wordt. Het zink gaat dan als enkelvoudig ion oplossing.

Omgekeerd zullen door toevoeging van een sterke base de H ionen tot H_2O gebonden worden, zodat het evenwicht naar rechts verschoven wordt. Het zink gaat dan als complex ZnO_2 ion in oplossing, daar het zinkaart een groot oplosbaarheidsproduct heeft.

Le Chatelier en van 't **Hoff**. *Het evenwicht bij een reactie wordt door temperatuur- of drukverandering zoodanig verschoven, dat de genoemde verandering tegengewerkt wordt.* Heeft men b.v. een verzadigde oplossing, die in evenwicht is met de onopgeloste stof, dan zal door temperatuurverhoging meer stof in oplossing gaan, wanneer bij het oplossen warmte wordt verbruikt. Dit is bij de meeste stoffen het geval, maar lost een stof onder warmteontwikkeling op, dan daalt de oplosbaarheid bij stijging der temperatuur. — Heeft men in een gas het evenwicht tusschen gedissocieerde en ongedissocieerde moleculen, b.v. tusschen NO_2 en N_2O_4 , dan zullen door drukverhoging meer van die moleculen gevormd worden, die de druk in het mengsel zouden verlagen, dus hier N_2O_4 . Met behulp van deze wet kan men de verschuiving van het evenwicht voorspellen, wanneer men de betrokken eigenschappen der aanwezige stoffen kent.

Hess. *Het warmte-effect bij een scheikundige werking is alleen afhankelijk van de begin- en eindtoestand der stoffen.* Het doet dus niet ter zake langs welken weg de eindtoestand verkregen is. Deze wet volgt uit de wet van het behoud van arbeidsvermogen. Zij kan dienen om de vormingswarmte van een stof te vinden, wanneer deze niet direct uit de elementen ontstaan kan of wanneer deze vorming niet voor nauwkeurige warmtemeting direct toegankelijk is. Om b.v. de vormingswarmte van CO te bepalen, kan men het verschil nemen van de verbrandingswarmte van C tot CO₂ en van CO tot CO₂.

Ostwald. Wanneer bij de vorming van een stof verschillende allotrope toestanden kunnen ontstaan, treedt de onbestendigste toestand het eerst op. Deze vertegenwoordigt n.l. de meeste energie en daar bij elke van zelf verlopende werking het totale energiegehalte der stoffen geleidelijk afneemt, zal uit een mengsel van stoffen of uit een labielen toestand van één stof het eerst die stof ontstaan, welke nog het meeste energie vertegenwoordigt, b.v. uit kwikzouten wordt door jodiden eerst geel Hg J_2 neergeslagen, dat spoedig rood wordt beneden zekere temperatuur en uit phosphordamp zet zich bij bekoeling eerst gele phosphorus af, die op den duur van zelf in roode overgaat.

Mendeleejeff (1869). *De eigenschappen der elementen kunnen als een*

*functie van hun atoomgewicht worden opgevat. Schrijft men de elementen, te beginnen met helium, in de volgorde der opklimmende atoomgewichten op, dan treft men telkens om de 8 elementen er een aan, dat zekere gelijkenis met het 8 plaatsen eerder opgeschreven element vertoont. Zoodoende kan men de elementen rangschikken in een tabel (periodiek systeem zie p. 14), waarin de verticale kolommen elementen bevatten, die een opvallende overeenkomst vertoonen, b.v. een zelfde maximale waardeigheid bezitten (behoudens eenige uitzonderingen, zooals Cu en Au in de kolom der éénwaardige elementen). Verdeelt men de horizontale rijen in 5 „perioden”, die elk uit 2 „octaven” *a* en *b* bestaan, dan vertoonen vooral de elementen in de verticale kolommen, die tot de octaven *a* of *b* behooren, onderling een groote overeenkomst in hun verbindingen, b.v. Be, Ca, Sr, Ba en Ra, of P, As, Sb en Bi, of Cl, Br en J. — De regelmatigheid der tabel wordt verstoord, doordat achter de octaven 2 *a*, 3 *a* en 4 *a*, telkens 2 elementen in een 9° kolom geplaatst moeten worden, wil men de scheikundige verwantschap der elementen in de overige kolommen niet doen vervallen. Deze „triaden” in de 9° kolom bevatten dan elementen, die relatief zeer weinig in atoomgewicht verschillen, b.v. Fe, Co en Ni, en in hun verbindingen sterke overeenkomst vertoonen. Ter wille van het behoud der genoemde regelmatigheid zijn Te en J van plaats verwisseld evenals Ar en K en kan H niet in de tabel worden opgenomen. De opengebleven plaatsen zouden nog door eventueel te ontdekken elementen kunnen worden ingenomen, wat ook sinds de eerste opstelling der tabel reeds meerdere malen het geval is geweest, zonder dat de regelmatigheid er schade door heeft geleden.*

De dubbelde bevol. summer 82 a. 17. mvoelhermet summer 82 a. 17.

Das ist deutlichst als in Salpeterminerale $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNO}_3$

$HgCl$ gemischt Soda (Wasser): $HgCl + K_2CO_3 \rightarrow K_2Cl_2 + 2CO_2$

$$2 \text{Hg}_2\text{O} + \text{CO}_2$$
 $4 \text{ Ag}^+ + \text{O}_2$

Periodiek systeem. H=1,008

Hoogste waardigheid van het element.								
	o	I	II	III	IV	V	VI	VII
a	Helium	Lithium	Beryllium	Borium	Koolstof	Stikstof	Zuurstof	Fluorium
1	He 4,00	Li 6,94	Be 9,1	B 11,0	C 12,005	N 14,01	O 16,00	F 19,0
b	Neon	Natrium	Magnesium	Aluminium	Silicium	Phosphorus	Zwavel	Chloor
	Ne 20,2	Na 23,00	Mg 24,32	Al 27,1	28,3	P 31,04	S 32,06	35,46
a	Argon	Kalium	Calcium	Scandium	Titanium	Vanadium	Chromium	Mangaan
2	Ar 39,88	K 39,10	Ca 40,07	Sc 44,1	Ti 48,1	V 51,0	Cr 52,0	Mn 54,93
b		Koper	Zink	Gallium	Germanium	Arsenicum	Selenium	Bromium
		Cu 63,57	Zn 65,37	Ga 69,9	Ge 72,5	As 74,96	Se 79,2	Br 79,92
a	Krypton	Rubidium	Strontium	Yttrium	Zirkonium	Niobium	Molybdenum	Ruthenium
3	Kr 82,92	Rb 85,45	Sr 87,63	Y 88,7	Zr 90,6	Nb 93,5	Mo 96,0	Ru 101,7
b		Zilver	Cadmium	Indium	Tin	Antimonium	Tellurium	Rhodium
		Ag 107,88	Cd 112,40	In 114,8	Sn 118,7	Sb 120,2	Te 127,5	Pd 106,7
a	Xenon	Caesium	Barium	Lanthanium	Cerium	Tantalum	Wolframium	Osmium
4	X 130,2	Cs 132,81	Ba 137,37	La 139,0	Ce 140,25	Ta 181,5	W 184,0	Os 190,9
b		Goud	Kwik	Thallium	Lood	Bismut		Iridium
		Au 197,2	Hg 200,6	Tl 204,0	Pb 207,20	Bi 208,0		Pt 195,2
a			Radium		Thorium		Uranium	
5			Ra 226,0		Th 232,4		U 238,2	
b								

BEPALING DER SAMENSTELLING EENER STOF (QUANTITATIEVE ANALYSE).

Wanneer een stof ontleed kan worden, zoodat men de bestanddeelen in een meet- of weegbaren vorm verkrijgt, of wanneer men deze bestanddeelen in een andere meet- of weegbare verbinding van bekende samenstelling kan overvoeren, heeft men hierin een middel om haar samenstelling te leeren kennen. Omgekeerd kan ook de synthese van een stof uit hare bestanddeelen in meet- of weegbaren vorm tot dit doel leiden. Kent men de gewichtsverhouding, waarin de elementen in het molecule voorkomen, dan vindt men door deeling door de betrokken atoomgewichten ook de atoomverhouding dezer elementen (de *empirische samenstelling*.) De werkelijke samenstelling der moleculen afzonderlijk kan ten slotte door een bepaling van het moleculair gewicht gevonden worden. — De volgende methoden zijn de meest gebruikelijke :

Electrolyse. Analyse van water (zie p. 9) en van zoutzuur (zie p. 10).

De *zouten van vele metalen* kunnen het metaal quantitatief aan de negatieve electrode afzetten. Het verschil van de gevonden gewichtstoe name dezer electrode en het gewicht van het watervrije zout levert het gewicht van de zuurrest. Hieruit is de empirische samenstelling van het zout te berekenen, b.v. 1 gr. watervrij cuprichloride levert aldus 0.487 gr. Cu, dus het gebonden chloor woog 0.513 gr., zoodat de atoomverhouding is :

$$\frac{0.487}{63.5} : \frac{0.513}{35.5} = 1 : 2 = \text{Cu} : 2 \text{ Cl.}$$

De benoodigde stroomspanning is grooter naarmate het metaal onedeler is. Hierdoor is het mogelijk om door tragsgewijze verhooging van het voltage ook uit mengsels van metaalzouten de metalen afzonderlijk af te scheiden.

Een sterke *ammoniak-oplossing* ontleedt aldus in één volumen stikstofgas en drie volumina waterstofgas. Daar deze gassen beide twee-atomige moleculen bezitten, bestaat het ammoniakmolecule uit 3H tegen één N. De dampdichtheid van ammoniak (8,5) stemt overeen met de formule NH_3 .

Feitelijk heeft men hier te doen met de electrolyse der base NH_4OH , waarbij aan de negatieve electrode 2 NH_4 ionen overgaan in 2 NH_3 moleculen, die weer oplossen, en in een H_2 molecule, dat vrijkomt, terwijl aan de positieve electrode de ontwikkelde O atomen oxydeerend werken : $3 \text{ O} + 2 \text{ NH}_3 = \text{N}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O}$. Het effect is echter hetzelfde als wanneer NH_3 ontleed was.

Eudiometrische bepalingen.

Zuurstof in lucht. Men laat een vonk slaan door een mengsel van lucht en een overmaat waterstof boven water. Na instelling op de oorspronkelijke temperatuur en druk is de contractie van het gasmengsel het drievoudige van de gezochte hoeveelheid zuurstof, daar de nieuw gevormde waterdamp condenseert, b.v. 60 c.c., lucht en 25 c.c. waterstof geven na ontploffing een contractie van 36 c.c. Er waren dus $\frac{36}{3} = 12$ c.c. zuurstof, dat is 20% van de lucht.

Methaan. Na ontploffing van een mengsel van methaan en een overmaat zuurstof boven water laat men het gevormde CO_2 door KOH absorbeeren. Deze CO_2 blijkt een even groot volumen in te nemen als het methaan, dus ook in dit laatste komt één atoom koolstof voor. — De gasrest bestaat uit zuurstof. De verbruikte zuurstof blijkt het dubbele volumen van het methaan ingenomen te hebben. De helft van deze zuurstof is voor de vorming van CO_2 gebruikt, dus de andere helft heeft H_2O gevormd. Deze beide zuurstofatomen hebben vier waterstofatomen gebonden, dus de formule van methaan is CH_4 .

Kooldioxyde. Men verbrandt koolstof met een overmaat zuurstof boven kwik. Na instelling van temperatuur en druk blijkt het volumen gelijk te zijn gebleven, dus in kooldioxyde komen evenveel zuurstofatomen voor als in een molecule zuurstof, m.a.w. twee. Om het aantal koolstof atomen te leeren kennen, bepaalt men het moleculair gewicht uit de dampdichtheid: $D = 22$, dus $M = 44$. In één grammol. komen dus $44 - 2 \times 16 = 12$ gr. koolstof voor, dat is juist één gramatoom. De gezochte formule is dus CO_2 .

Zwavedioxyde. Men verbrandt zwavel met een overmaat zuurstof boven kwik. Ook hier blijft het volumen gelijk, zoodat er weer twee zuurstofatomen in voorkomen. $D = 32$, dus $M = 64$, zoodat $S = 64 - 2 \times 16 = 32$ gr. per grammol. De gezochte formule is dus SO_2 .

Gewichtsanalyse.

Elementairanalyse van organische verbindingen. Men vermengt een afgewogen hoeveelheid van de te onderzoeken stof met CuO in een „schuitje”. Dit wordt in een lange buis, die grootendeels met CuO gevuld is, sterk verhit, terwijl er een langzame zuurstofstroom doorheen strijkt. Achter deze buis wordt het gevormde H_2O in een gewogen chloorcalciumhoudend buisje en het gevormde CO_2 in een gewogen „kaliapparaat” opgevangen. Van de gewichtstoename van het chloorcalciumbuisje is $\frac{2}{18}$ de waterstof en van die van het kaliapparaat is $\frac{12}{44}$ de koolstof van de afgewogen stof. Wanneer er verder alleen nog zuurstof in voorkwam, kan deze uit het gewichtsverschil berekend worden. Deelt men de gevonden gewichten van H, C en O door hun atoomgewichten, dan vindt men de atoomverhouding der elementen. Hoeveel van deze atomen in het molecule voorkomen, wordt gevonden uit het moleculair gewicht, dat op de bekende wijze uit de dampdichtheid of uit de kookpuntsverhooging of stolpuntsdaling der oplossingen

bepaald kan worden. De structuur van het molecule moet uit het scheikundig gedrag van de stof worden opgemaakt.

Om na te gaan of de stof ook stikstof bevatte, gloeit men haar met natrium, waardoor dan NaCN ontstaat. Dit geeft met ferrozouten $\text{Fe}(\text{CN})_6$ ionen, die met ferrizouten een neerslag van Berlijnsch blauw doen ontstaan. — Voor de quantitative analyse gloeit men de stof nu met CuO in een CO_2 stroom en plaatst achter in de buis een rolletje kopergas om eventueel gevormd NO_2 te reduceeren tot stikstof. Het gasmengsel van CO_2 en N_2 wordt boven sterke loog opgevangen in een gecalibreerde buis, zoodat men alleen N_2 als gas overhoudt. Uit het gewicht van stikstof bij de gegeven temperatuur en druk kan op bovenstaande wijze het aantal atomen stikstof in het molecule berekend worden.

Halogenen, zwavel en phosphorus worden in een organische verbinding bepaald door langdurige verhitting met sterk HNO_3 in een toegesmolten glazen buis. Ten slotte worden de halogenen met AgNO_3 als de overeenkomstige zilverzouten, de zwavel met BaCl_2 als BaSO_4 en de phosphorus met MgSO_4 en NH_4OH als MgNH_4PO_4 neergeslagen.

Kalium en natrium kunnen door indampen met H_2SO_4 en gloeien in een platinakroes in K_2SO_4 en Na_2SO_4 worden omgezet en als zoodanig worden bepaald.

Luchtanalyse volgens Dumas. Een luchtledige ballon van bekenden inhoud wordt verbonden aan een buis, waarin een afgewogen hoeveelheid fijn verdeeld koper verhit wordt. Vóór de buis zijn gewogen chloorcalciumbuisen en een kaliapparaat aangebracht. Wanneer de ballon langzaam met gas van één atmosfeer gevuld is, bevat deze stikstof en edelgassen, terwijl de gewichtstoename van het koper de zuurstof, die van het chloorcalcium het H_2O en die van het kaliapparaat het CO_2 aangeeft.

Om het gehalte aan edelgassen (argon, krypton, xenon, neon en helium) te bepalen, leidt men het gasmengsel uit de ballon over gloeiend magnesium. De stikstof wordt dan gebonden tot een vast nitride Mg_3N_2 . De edelgassen onderling kunnen alleen gescheiden worden door ge-fractioneerde destillatie bij zeer lage temperatuur.

Analyse van electrolyten. De oplossing van een afgewogen hoeveelheid van den electrolyt wordt met een overmaat van een reagens behandeld, dat met één soort der ionen een onoplosbare verbinding levert. Na uitwasschen van de neerslag op een filter wordt de tweede soort ionen met een ander geschikt reagens neergeslagen. Na drogen der neerslagen en verasschen der filters vindt men uit het gewicht der neerslagen de gewichten der oorspronkelijke ionen en daaruit de samenstelling van den electrolyt, b.v. 1 gr. zuiver bariumchloride (zonder kristalwater) levert met AgNO_3 1.38 gr. AgCl en het filtraat hiervan met H_2SO_4 1.123 gr.

BaSO_4 . Het bevatte dus $1.38 \cdot \frac{35.5}{143.5} = 0.3414$ gr. chloor en $1.123 \cdot \frac{137.5}{233.5}$

$= 0.6612$ gr. barium. De atoomverhouding was dus $\frac{3414}{35.5} : \frac{6612}{137.5}$
 $= 2 \text{ Cl} : 1 \text{ Ba}.$

Onoplosbare stoffen worden eerst in oplosbare electrolyten omgezet, b.v. metalen of hun legeringen door behandeling met de geschikte zuren; silicaten door smelten met soda, uittrekken met water en neerslaan van het SiO_2 met een zuur, enz.

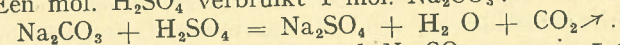
Titratie (zie normaaloplossingen en tabel p. 7).

Alkali- en Acidimetrie. De meeste zuren en basen kunnen door toevoeging van een geschikten indicator (zie p. 4) getitreerd worden, b.v. 10 cc. H_2SO_4 hebben ter neutralisatie noodig 12 cc. eener 0,1 normale base. Het zuur was dus 0,12 normaal en bevatte $0,12 \cdot \frac{98}{2} = 5,88$ gr.

H_2SO_4 per L.

Carbonaten kunnen getitreerd worden door toevoeging van een afgemeten hoeveelheid H_2SO_4 van bekende sterkte in overmaat, verdrijven van CO_2 door koken en terugtitreeren met een base van bekende sterkte, b.v. voor een kristalwaterbepaling in soda brengt men bij 1 gr. Na_2CO_3 x aq. 100 cc. 0,1 normaal H_2SO_4 . Na het verdrijven van CO_2 zijn ter neutralisatie noodig 30 cc. 0,1 normaal NaOH . Er is dus door 1 gr. Na_2CO_3 x aq. verbruikt 70 cc. 0,1 normaal H_2SO_4 . Deze bevatten $\frac{70 \times 0,1}{2 \times 1000} = 0,0035$ grammol. H_2SO_4 .

Eén mol. H_2SO_4 verbruikt 1 mol. Na_2CO_3 :



Dus we hadden ook 0,0035 grammol. Na_2CO_3 x aq. in 1 gr.

Hieruit volgt, dat 1 grammol. Na_2CO_3 x aq. $= \frac{1}{0,0035} = 285,7$ gr.

Daar één grammol. $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106$ gr. is en één grammol. $\text{H}_2\text{O} = 18$ gr., hebben we $18 \times 285,7 - 106 = 179,7$ of x = bijna 10.

De ammonia in ammoniumzouten kan bepaald worden door destillatie van een afgewogen hoeveelheid met een overmaat sterke loog en opvangen van het ontwikkelde gas (NH_3) in een afgemeten hoeveelheid van een zuur van bekende sterkte in overmaat. Door terugtitreeren van het overgeschoten zuur kan men het gehalte aan NH_3 of aan het ammoniumzout berekenen (methode van **Kjeldahl**).

Deze methode wordt veel toegepast bij bodemanalyses, waartoe de aanwezige nitraten en nitrieten eerst door reductie met waterstof in staat van wording in ammoniumzouten worden omgezet. Men berekent zoo het totale stikstofgehalte van den bodem, b.v. de ontwikkelde NH_3 uit 100 gr. aldus behandelde bodemsoort wordt geleid in 50 cc. 0,1 normaal zuur. Bij het terugtitreeren zijn noodig 20 cc. 0,1 normaal loog. Er zijn dus verbruikt 30 cc. 0,1 normaal zuur door NH_3 uit de bodemstikstof. Eén liter normaal NH_3 oplossing bevat één gramatoom stikstof $= 14$ gr., dus in deze 100 gr. bodem komen voor $\frac{14 \times 0,1 \times 30}{1000} =$

0,042 gr. stikstof.

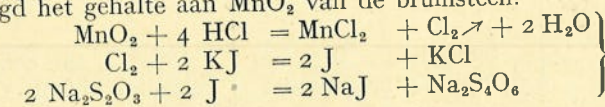
In organische verbindingen kan de stikstof gewoonlijk worden bepaald door de stof eerst met sterk zwavelzuur en een druppel kwik te „destrueeren”, vervolgens met zink te reduceeren en eindelijk met overmaat loog de NH_3 af te destilleeren.

Oxydimetrie.

Kaliumpermanganaat, aangezuurd met zwavelzuur, wordt als oxydeerende stof en tevens als indicator gebruikt, b.v. 10 c.c. eener SO_2 oplossing ontkleuren 15 c.c. 0,1 normaal KMnO_4 . De oplossing van SO_2 was dus 0,15 normaal en bevatte $22,247 \times \frac{0,15}{2} = 1,668$ L. SO_2 gas van gewone temperatuur en druk per liter oplossing.

Jodometrie.

Stoffen, die al het jodium uit jodiden vrij maken, kunnen met natriumthiosulfaat (zie p. 7) en stijfjel als indicator (blauwkleuring van vrij jodium) getitreerd worden, b.v. 1 gram bruinsteen wordt met een overmaat zoutzuur verhit en het ontwikkelde chloor wordt in een overmaat van een joodkalium oplossing geleid. Voor ontkleuring van het vrij gemaakte jodium zijn noodig 40 c.c. 0,5 normaal $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ oplossing. Gevraagd het gehalte aan MnO_2 van de bruinsteen.



We hadden dus $\frac{40 \times 0,5}{2 \times 1000} = 0,01$ grammol. $\text{MnO}_2 = 87 \times 0,01 = 0,87$ gr. MnO_2 op 1 gr. bruinsteen. Op een dergelijke wijze kan men van chloorkalk het gehalte aan actief chloor bepalen, d.w.z. het chloor, dat door zuren er uit kan worden vrijgemaakt.

Zilvertitraties.

Halogeenzouten kunnen in neutrale oplossing met zilvernitraat getitreerd worden, wanneer men kaliumchromaat als indicator gebruikt (vorming van rood Ag_2CrO_4 met overmaat Ag ionen). Zure oplossingen titreert men met rhodaanzouten en ferrisulfaat als indicator (roodkleuring met overmaat CNS -ionen). — Een normaal oplossing bevat één gramatoom ioniseerbaar halogeen of zilver per liter. — Zilverlegeringen worden eerst in HNO_3 opgelost. Zoo heeft b.v. 1 g. eener aldus in oplossing gebrachte zilverlegering 80 c.c. 0,1 normaal NaCl oplossing noodig om al het zilver als AgCl neer te slaan

Men had dus $\frac{80 \times 0,1}{1000}$ gramatoom $= 0,008 \times 108 = 0,864$ gr. zilver in 1 gr. der legering.

BEHANDELING DER VOORNAAMSTE ELEMEN DE METALLOIDEN EN EENI

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Zuurstof. <i>Oxygenium.</i> II, 16, O ₂ .	In den dampkring, waarvan het $\pm \frac{1}{5}$ gedeelte inneemt. Gebonden in oxyden bv. H ₂ O en SiO ₂ ($\pm 50\%$ der aardkorst bestaat uit zuurstof) en in vele zouten (bijv. sulfaten, carbonaten en silicaten) en in de meeste organische stoffen.	Door electrolyse van verdund H ₂ SO ₄ of NaOH aan de + electrode. Door verhitting van KClO ₃ , MnO ₂ , KMnO ₄ , HgO, BaO ₂ , enz. Bij het assimilatie-proces in de plant onder den invloed van bladgroen en zonlicht: $6\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5 + 6\text{O}_2 \nearrow$ (zetmeel).
Ozoon. O ₃	Sporadisch in den dampkring na onweder.	Door O ₂ aan een stille elektrische ontlading bloot te stellen. Door KMnO ₄ met sterk H ₂ SO ₄ te overgieten. Door langzame oxydatie van gele P wordt O ₂ tevens in O ₃ omgezet.
Waterstof. <i>Hydrogenium.</i> I, 1, H ₂ .	Vrij in de bovenste lagen van den dampkring. Gebonden aan metalloiden in H ₂ O, in zuren en basen en bijna alle organische verbindingen.	Door electrolyse van verdund H ₂ SO ₄ of NaOH aan de — electrode. Door inwerking van zuren op onedele metalen. Door inwerking van water op de alkali- en aardkalimetalen. Door rotting van sommige organische stoffen.
Water. <i>Aqua.</i> H ₂ O.	In den dampkring en als regenwater. In bodemwateren als oplosmiddel. In vele kristallen als kristalwater gebonden.	Door inwerking van H ₂ op O ₂ of op oxyden van edele metalen. Door distillatie van oplossingen van niet vluchtige stoffen (bodemwateren.) Door verhitting van kristalwaterhoudende stoffen.
Waterstofperoxyde. <i>Perhydrol</i> ($\pm 30\%$). H ₂ O ₂ .	Sporadisch in regenwater bij onweer.	Door inwerking bariumperoxyde op verdund zwavelzuur. $\boxed{\text{BaO}_2} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \boxed{\text{BaSO}_4} + \text{H}_2\text{O}_2$

¹⁾ Het Romeinsche cijfer achter de namen der elementen geeft de meest voorkomende valenties aan en het andere cijfer het afgeronde atoomgewicht. Het symbool is betrokken op den gastoestand onder normale omstandigheden, zoo deze bestaanbaar is. In de vergelijkingen

TEN EN VERBINDINGEN AFZONDERLIJK ¹⁾. GE HUNNER VERBINDINGEN.

Eigenschappen.	Toepassing.
Oplosbaar gas, dat met de meeste elementen zeer bestendige verbindingen (oxyden) kan vormen behalve met de halogenen en de edele metalen. Gewoonlijk treedt de oxydatie eerst bij hooge temperatuur snel in onder vuurverschijnsel (ontvlammings temperatuur). In status nascens (p. 2) ook bij lage temperatuur sterk oxydeerend.	Voor het onderhouden der ademhaling bij planten en dieren. Voor het verkrijgen van hooge temperaturen en sterke lichtbronnen (verbrandingsverschijnselen).
Endotherm, weinig oplosbaar gas, met prikkelende reuk en zeer sterk oxydeerend vermogen. Hg wordt reeds bij lage temperatuur in HgO omgezet en uit een KJ oplossing wordt onmiddellijk J vrijgemaakt. Met terpentijn vormt zich een oplosbaar ozonide.	Voor sterilisatie van drinkwater en bedorven lucht. Voor bleeken, b.v. van haren.
Onoplosbaar gas, dat met kleurloze vlam kan branden (knaalgasvlam, $\pm 2000^\circ$). De oxyden der edele metalen worden bij hooge temperatuur gereduceerd tot het metaal. In status nascens (p. 2) ook bij lage temperatuur sterk reduceerend. Het is het lichtste gas (1 L. weegt ± 0.09 gr.) en het heeft een groot diffusievermogen.	Voor de knaalgasvlam. Voor vulling van luchtballons. Voor reductie van metaal-oxyden.
Vloeistof met abnormaal hooge soortelijke, smelt- en verdampingswarmte. Als oplosmiddel werkt het sterk ioniseerend op zuren, basen en zouten. Het werkt oxydeerend op onedele metalen, soms eerst bij hooge temperatuur b.v. $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 \nearrow$	Veelvuldig!
Endotherme strooperige vloeistof, die ook in verdunden toestand gemakkelijk O afstaat, vooral onder invloed van platina.	Voor bleeken en voor desinfectie.

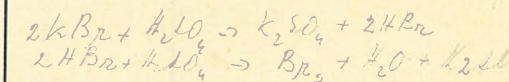
beduidt $\nearrow$, dat de gevormde stof vluchtig is en $\square$, dat de gevormde stof neerslaat. Met „oplosbaar” wordt steeds water als oplosmiddel beschouwd. De kleur der stof wordt slechts vermeld, wanneer deze niet kleurloos of wit is.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Chloor. I, III, IV, V, VII, 35.5. Cl_2 .	Gebonden in chloriden, vooral als NaCl in zeewater en in mijnzout.	Door electrolyse van geconcentreerde oplossingen van chloriden in HCl en H_2O aan de + electrode. Door oxydatie van HCl met O_2 en CuSO_4 als katalysator (<i>Deacon-proces</i>) of met hoogere oxyden, b. v. MnO_2 , CrO_3 , KClO_3 , KMnO_4 , enz. Door inwerking van chloorkalk op zuren: $\text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $\boxed{\text{CaSO}_4} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \uparrow$
Zoutzuur. <i>Chloorwaterstof.</i> HCl.	Sporadisch in vulkaangassen.	Door chloriden met zwavelzuur te verhitten, daar het vluchtig is, b. v. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ Door verhitting van sommige chloriden met kristalwater, b. v. $\text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \boxed{\text{MgO}} + 2 \text{HCl} \uparrow$ Door inwerking van Cl_2 op H_2 in het licht of bij hoge temperatuur.
Chloordioxyde ClO_2 .		Door kaliumchloraat met zwavelzuur te overgieten: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KClO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HClO}_3$ $2 \text{HClO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_5$ $2 \text{Cl}_2\text{O}_5 = 4 \text{ClO}_2 + \text{O}_2$
Hypochlorieten. <i>Onderchlorig-zure zouten</i> b. v. NaOCl.		Door chloor in een koude oplossing van een sterke base te leiden. $2 \text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KOCI} + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$ (<i>Eau de Javelle</i>).
Chloraten. <i>Chloorzure zouten.</i> b. v. KClO_3 .		Door chloor in een heete oplossing van een sterke base te leiden. $6 \text{KOH} + 3 \text{Cl}_2 =$ $\boxed{\text{KClO}_3} + 5 \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O}$ Voordeeliger door electrolyse van een heete KCl oplossing, waarbij voortdurend KClO_3 zich aan de + electrode afzet, wanneer men onder roeren steeds nieuw KCl toevoegt.

Eigenschappen.	Toepassing.
Geelgroen, vrij goed oplosbaar gas, dat de slijmvliezen sterk aantast. Het werkt op H_2O in het licht: (<i>secundaire oxydatie</i>). $2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{licht}} 4 \text{HCl} + \text{O}_2$ Het verbindt zich direct met alle metalen en met H_2 (in zonlicht). P, As, Sb en S tot chloriden. Uit de oplossingen, die Br of J ionen bevatten, maakt het deze halogenen vrij. In organische verbindingen kan het in het licht H_2 die aan C gebonden is, vervangen onder HCl ontwikkeling.	Voor bleeken van vochtige stoffen. Voor bereiding van chloorkalk: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 =$ $\text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Voor de substitutie van waterstof door chloor in organische verbindingen.
Sterk oplosbaar, hygroscopisch gas, dat aan vochtige lucht nevelt door de vorming van een hydraat met een kleinere dampspanning dan H_2O . De oplossing is sterk geïoniseerd. Evenals alle chloriden van metalen geeft het met AgNO_3 een witten neerslag van AgCl, oplosbaar in ammoniak. Met salpeterzuur gemengd (<i>koningswater</i>) wordt Cl vrijgemaakt, waardoor ook edele metalen worden aangetast: $2 \text{HNO}_3 + 2 \text{HCl} = 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \uparrow + 2 \text{NO}_2 \uparrow$	Voor chloorbereiding. Voor oplossen van carbonaten en hydroxyden. Voor beitsen van metalen.
Endotherm geel gas met zeer prikkelenden reuk. Door verhitting of door aanraking met organische stoffen ontploft het.	
Onbestendige zouten, waaruit reeds door CO_2 het zuur HOCl wordt vrij gemaakt, dat vanzelf ontleeft: $2 \text{HClO} = 2 \text{HCl} + \text{O}_2$. Vandaar de bleekende werking.	Voor bleeken.
Oplosbaar bestendig zout, dat ioniseert in K en in ClO_3 ionen en dus met AgNO_3 geen neerslag van AgCl geeft. Het is een sterk oxydatiemiddel, vooral bij hoge temperatuur, waarbij het ten slotte alle zuurstof verliest (zie KClO_4). Met S en met P en met vele koolstofverbindingen b. v. suiker geeft het ontplofbare mengsels.	Voor het bereiden van vuurwerk en andere ontplofbare mengsels. Voor gorgeldranken tegen keelontsteking.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
<i>Perchloraten, Overchloro- zure zouten.</i> b.v. KClO_4 .		Door verhitting van chloraten, totdat de berekende hoeveelheid O_2 is ontweken: $2 \text{KClO}_3 = \text{KClO}_4 + \text{KCl} + \text{O}_2$.
Broom. <i>Bromium.</i> I, 80, Br_2	Gebonden, vooral aan natrium, in zeewater en in mijnzout.	Door chloor in de oplossing van bromiden te leiden en het reactie-product gefractionneerd te distilleeren of door oxydatie van broomwaterstof met MnO_2 (zie Cl_2 , p. 22).
<i>Broomwaterstof. HBr.</i> <i>Bromiden.</i>		Door bromium in een waterstof-vlam te leiden. Door bromiden met zwavelzuur te behandelen (zie HCl , p. 22). Door phosphortribromide met water te behandelen: $\text{PBr}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_3 + 3 \text{HBr}$
Jodium. I, V, 127 J_2 .	Gebonden, vooral aan natrium, sporadisch in zeewater en bodemwateren. Verder in de organische bestanddeelen van enkele zee-wieren en van de schildklier.	Door chloor in de oplossing van jodiden te leiden en het reactie-product te sublimeren. Door oxydatie van joodwaterstof met MnO_2 (zie Cl_2 , p. 22).
<i>Joodwaterstof. HJ.</i> <i>Jodiden.</i>		Door een mengsel van jodiumdamp en waterstof over gloeiend platina te leiden. Door jodiden met zwavelzuur te behandelen, waarbij echter veel jodium vrijkomt. Door phosphortrijodide met water te behandelen. $\text{PJ}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_3 + 3 \text{HJ}$
<i>Joodpent-oxyde.</i> J_2O_5		Door oxydatie van jodium met ozoon of met sterk salpeterzuur onder verhitting en door water onttrekking aan het gevormde joodzuur; $2 \text{HJO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{J}_2\text{O}_5$.
Fluorium. I, 19, Fl_2 .	Gebonden aan calcium in <i>vloespaat</i> CaFl_2 en in <i>kryoliet</i> Na_3AlFl_6 .	Door electrolyse van een oplossing van fluoor-waterstof aan de + electrode.

Eigenschappen.	Toepassing.
Zeer weinig oplosbaar, vooral in alcohol-watermengsels bij lage temperatuur. Het werkt oxydeerend evenals chloraten.	Voor de analyse van oplosbare kaliumverbindingen.
Bruinroode, tamelijk oplosbare vloeistof, met een zwaren bruinen damp, die de slijmvliezen sterk aantast. Het verbindt zich met waterstof bij hooge temperatuur. In het licht werkt het op water in: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Br}_2 = 4 \text{HBr} + \text{O}_2$. Van daar de oxydeerende werking.	Voor herkenning van een meervoudige binding tusschen C.-atomen (zie aethyleen). Voor de bereiding van organische kleurstoffen, zooals eosine.
Sterk oplosbaar hygroscopisch gas, dat aan vochtige lucht sterk nevelt door de vorming van een hydraat met lagere dampspanning dan H_2O . Evenals alle bromiden van metalen geeft het met AgNO_3 een lichtgelen neerslag van AgBr , die in ammoniak zeer weinig oplost.	<i>Bromiden</i> voor de bereiding van lichtgevoelige platen (zie Ag. p. 69) en voor zenuwstillende geneesmiddelen.
Donkere, metaalglanzende, weinig oplosbare kristallen, die bij verhitting een violetten damp ontwikkelen. Boven $\pm 400^\circ$ begint het J_2 -molecule te dissocieeren in J.-atomen, wat bij $\pm 1600^\circ$ voor 100 % het geval is. Met KJ geeft het een goed oplosbare bruine stof KJ_3 , die zich evenals een J-oplossing gedraagt, daar 2 J.-atomen hierin zeer los gebonden zijn.	De alcoholische oplossing als „joodtinctuur” voor genezing van klieraandoeningen. Als titreervloeistof met KJ.
Sterk oplosbaar hygroscopisch gas, dat aan vochtige lucht sterk nevelt (zie HCl , p. 22). Het is slechts zeer zwak exotherm, zoodat het gemakkelijk geoxydeerd wordt. Toch kan een jodium-oplossing oxydeerend werken, b.v. $2 \text{J} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = 2 \text{HJ} + \text{H}_2\text{SO}_4$. De oplossing is sterker exotherm dan het gas. Evenals alle jodiden, geeft het met AgNO_3 een gelen neerslag van AgJ , die onoplosbaar in ammoniak is.	Voor sterke reductie, vooral bij organische syntheses. <i>Jodiden</i> als geneesmiddel.
Exotherme vaste stof, die bij verhitting zuurstof afstaat: $2 \text{J}_2\text{O}_5 = \text{J}_2 + 5 \text{O}_2$.	
Lichtgeel gas met buitengewoon groote affiniteit voor waterstof, metalen en silicium, ook in hun verbindingen.	



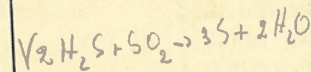
Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Fluoorwaterstof. Vloeizuur HFl		Door verhitting van fluoriden met zwavelzuur (zie HCl, p. 22) in looden apparaten.
Stikstof. Nitrogenium. II, III, IV, V, I ₄ , N ₂ .	In den dampkring, waarvan $\pm \frac{4}{5}$ vrije stikstof is. Gebonden in nitraten en ammoniumzouten in den bodem en verder in eiwitstoffen van planten en dieren.	Door zuurstofonttrekking aan de lucht met gele phosphorus, gloeiend koper, enz. (zie luchtanalyse p. 17). Door verhitting van een oplossing van natriumnitriet en ammoniumchloride, waarbij zich het endotherme ammoniumnitriet vormt: $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
Ammonia. Ammoniakgas NH ₃	In rottingsproducten. In „gaswater” uit de lichtgasfabriek.	Door destillatie van „gaswater”. Door ammoniumzouten met basen te verhitten: $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3\uparrow$. Synthetisch door N ₂ en H ₂ over enkele fijnverdeelde metalen, b.v. Ni, te leiden onder verwarming. (Haber-ammoniak proces). Door nitraten met zwavelzuur te verhitten. Technisch uit Chilisalpeter: $2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3\uparrow$ of uit Norgesalpeter (zie b.)
Stikstofdioxyde. Stikstofperoxyde. N ₂ O ₄ , NO ₂ .		Door oxydatie van NO aan de lucht $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Door verhitting der nitraten van eenige zware metalen b.v. $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$. N ₂ O ₄ door afkoeling van NO ₂ .

Eigenschappen.	Toepassing.
Oplosbaar gas, dat nevelt aan vochtige lucht en bij inwerking op SiO ₂ nevels van fluorsilicium vormt: $\text{SiO}_2 + 4\text{HFl} = \text{SiFl}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ AgFl is oplosbaar.	Voor etsen van glas; met het gas: matets, met de oplossing: vlakets.
Weinig oplosbaar gas met geringe affiniteit voor andere elementen. Het kan zich verbinden met gloeiend magnesium, borium of calcium en in de elektrische lichtboog met zuurstof tot NO. Bij afkoeling gaat de oxydatie verder tot NO ₂ , dat met H ₂ O salpeterzuur of met basen nitraten kan vormen. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$.	Voor de bereiding van „Norgesalpeter” $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ uit stikstofdioxyde met kalkmelk en voor de synthetische NH ₃ bereiding (z.o.).
Zeer sterk oplosbaar, traanverwekkend gas. De oplossing bevat de base NH ₄ OH, die sterk geioniseerd is. De ammoniumzouten van sterke zuren reageeren dus neutraal (zie hydrolyse p. 4). Verbindt zich met zuren tot ammoniumzouten. Daarom voegt men bij het Haberproces H ₂ SO ₄ toe, waardoor het evenwicht naar NH ₃ verschoven wordt.	Voor de ijsfabricatie. Voor de sodabereiding volgens Solway (zie p. 44). Voor verwijderen van vetvlekken en zuurvlekken.
Hygroscopische oplosbare vloeistof, die in het zonlicht spoedig geelbruin wordt door ontwikkeling van stikstofdioxyde en zuurstof $4\text{HNO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ Zoodoende tast het ook eenige edele metalen aan, b.v. Cu, Ag en Hg, waarbij het NO ₂ ook nog oxydeerend werkt en gedeeltelijk overgaat in NO; vooral bij groote verdunning: $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.	Voor de scheiding van goud en zilver kan men $\pm 60\%$ HNO ₃ gebruiken. Voor de bereiding van organische nitraten (b.v. dynamiet, schietkatoen). en nitroverbindingen (b.v. nitrobenzool en pikrinezuur).
NO ₂ is een donker roodbruin gas met schadelijke werking op de ademhalingsorganen. N ₂ O ₄ is bij — 12° een witte vaste stof, die tot een lichtgele bij 22° kokende vloeistof smelt, waarvan de damp gedeeltelijk gedissocieerd is in bruine NO ₂ moleculen. Bij zeer hoge temperatuur gaat de dissociatie verder: $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$. NO ₂ geeft met water twee oplosbare zuren: $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$.	

Naam.
Stikstoftri- oxyde N_2O_3 .
Salpeterig- zuur HNO_2 .
Nitrieten.
Stikstof monoxyde. NO.
Stikstof- oxyde. Lachgas. N_2O .
Stikstof- trichloride $NOCl_3$.
Joodstikstof NH_3NJ_3 .
Zwavel. Sulphur. II, IV, VI, 32, S ₈ .

Voorkomen.

In en op vulkaan-
kraters in vrijen toe-
stand. *Smeltv.*
Gebonden in de sul-
fiden van vele metalen
(kies, glans of blende) en
in hun sulfaten, vooral
van calcium (gips) en
barium (zwaarspaat.)



FeS_2 = pyriet
 PbS loodglans
 ZnS zinkblende

Bereiding.

Door afkoeling van een mengsel
van NO en NO_2 . Dit mengsel ont-
staat o.a. uit rattenkruid en HNO_3 :
 $4HNO_3 + As_4O_6 =$
 $2As_2O_5 + 2NO \uparrow + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$
of uit nitrieten met sterke zuren:
 $2KNO_2 + H_2SO_4 =$
 $K_2SO_4 + H_2O + NO \uparrow + NO_2 \uparrow$.

Door inwerking van eenige
zware metalen op verdund HNO_3
(zie p. 27).
Door lucht in de elektrische licht-
boog te leiden (zie p. 27).

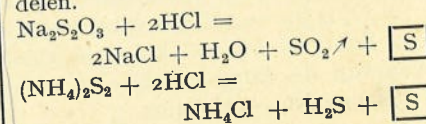
Door verhitting van ammonium-
nitraat:
 $NH_4NO_3 = 2H_2O + N_2O \uparrow$

Door inwerking van chloor op
geconcentreerde salmiakoplossing.
 $NH_4Cl + 3Cl_2 = NCl_3 + 4HCl$.

Door jodium met sterke ammonia
te wrijven.

Stangenzwavel door destillatie en
zwavelbloem door sublimatie van
de ruwe vulkaanzwavel.

Plastische zwavel door kokende
zwavel plotseling af te koelen.
Zwavelmelk (gedeeltelijk colloi-
daal) door oplossingen van polysul-
fiden b.v. $(NH_4)_2S_n$ of van natrium-
thiosulfaat met sterke zuren te behan-
delen.



amorphe stof = meerslag = wit
het licht geel

Eigenschappen.

Groenblauwe vloeistof die bij 4° kookt en een
damp levert, die uit NO, NO_2 en N_2O_4 bestaat.
Het is het anhydride van het onbestendige
salpeterigzuur HNO_2 en hiervan zijn besten-
dige zouten, de nitrieten, afgeleid.

Kleurloos onoplosbaar gas, dat zich aan de
lucht tot NO_2 oxydeert (zie p. 27).

Hoewel het vrij sterk endotherm is, is het zeer
bestendig en onderhoudt het de verbranding
slecht. Met CS_2 damp geeft het een explosief
mengsel.

Kleurloos onoplosbaar gas, dat minder endo-
therm is dan NO en toch de verbranding beter
onderhoudt, b.v. van koolstof. Bij inademen
heeft het eerst een opwindende, daarna een ver-
doovende werking.

Endotherme olieachtige vloeistof, die zelfs
onder water gemakkelijk en hevig explodeert bij
aanraking.

Endotherme donkere vaste stof, die alleen in
drogen toestand door aanraking explodeert.

Rhombisch: gele onoplosbare vaste stof, op-
losbaar in zwavelkoolstof. *buskruit?*

Monoklien: gele naalden, die boven 95.6°
bestendig zijn en bij 120° smelten tot een bewe-
gelijke barnsteenkleurige vloeistof, die bij $\pm$
 160° dikstrooperig wordt, boven $\pm 300^\circ$ weer
dun vloeibaar is en bij 440° kookt.

Plastisch: Metastabiele gele rekbare stof,
onoplosbaar in CS_2 .

Zwavel verbrandt met blauwe vlam tot SO_2 .
De damp dissocieert van S_8 tot S_2 bij over-
verhitting.

Glaasind Cu blak in zwaveldamp
gebruikt glasit heftig rond onder
vorming van Cu_2S

Toepassing.

Nitrieten voor de bereiding
van diazo-verbindingen en de
azokleurstoffen.

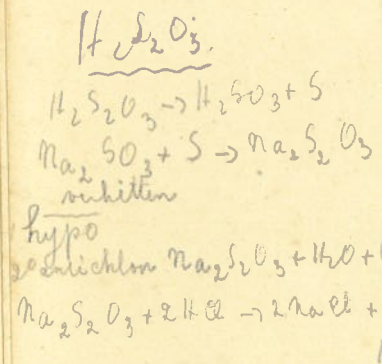
Voor de herkenning van ni-
traten gebruikt men de eigen-
schap van NO om met bruine
kleur in ferrozouten op te
lossen (ringreactie). Zie p. 65.

Als verdoovingsmiddel bij
kleine operaties.

Voor bestrijding van plan-
tenziekten, schimmels, enz.

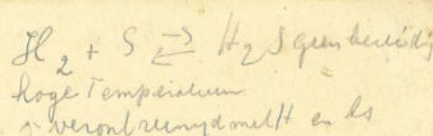
Voor bereiding van ont-
plofbare mengsels, b.v. bus-
kruit ($S + C + KNO_3$) en het
beslag van luciferskoppen.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Zwavelwaterstof. H_2S	In vulkanische bodemsoorten, in zwavelbronnen en in rottende eiwitstoffen.	Door inwerking van verdunde sterke zuren op de sulfiden der metalen der ijzer-, calcium- en kaliumgroep. $FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S \uparrow$ Ook Sb_2S_3 geeft met verhit geconcentreerd HCl een H_2S ontwikkeling.
Zwavel-dioxyde. SO_2 = <i>knijp?</i> Zwaveligzuur. H_2SO_3 Sulfieten.	In de atmosfeer van werkende vulkanen en sporadisch in de rook van steenkoolvuren.	<i>Techniek</i> a Door verbranding van zwavel. b Door reductie van zwavelzuur: $Cu + 2 H_2SO_4 = CuSO_4 + 2 H_2O + SO_2 \uparrow$ Door inwerking van sulfieten op sterke zuren: $Na_2SO_3 + 2 HCl = 2 NaCl + H_2O + SO_2 \uparrow$ Door roosten van metaalsulfiden: $3 FeS_2 + 8 O_2 = Fe_3O_4 + 6 SO_2 \uparrow$ Door een mengsel van SO_2 en O_2 over verhit platina te leiden (contactproces in de nieuwere zwavelzuurfabrieken). Door verhitting van ferrisulfaat: $Fe_2(SO_4)_3 = Fe_2O_3 + 3 SO_3$ Uit SO_3 en H_2O (z.b.), Door oxydatie van SO_2 met HNO_3 of met NO_2 („loodenkamerproces” in de oudere zwavelzuurfabriek). $SO_2 + NO_2 = SO_3 + NO \uparrow$ en inleiden van waterdamp, waarbij vrij verdund. HNO_3 houdend H_2SO_4 („kamerzuur”) ontstaat. Bij onvoldoenden toevoer van H_2O kan het vaste nitrosylzwavelzuur $SO_2NO_2.OH$ ontstaan. Het kamerzuur wordt gezuiverd door herhaald inleiden van SO_2 en vervolgens door distillatie. Het gevormde NO wordt door inleiden van lucht weer tot NO_2 geoxydeerd, enz.
Zwaveltrioxyde. SO_3 S_2O_6		
Zwavelzuur. Vitriool. H_2SO_4		



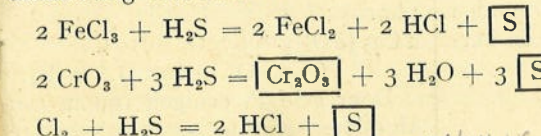
berooft met

Levensduurtemp: 3 Cu SO₄ + 4 H₂O → 4 CuO + 4 H₂SO₄

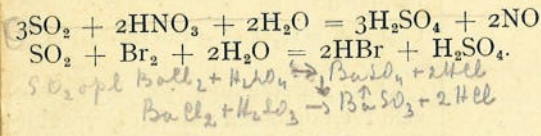
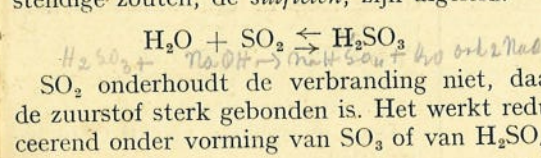


H_2S verbrandt tot H_2O en SO_2 .
By afkoeling der vlam of daling van S .
 $NaHS$ en Na_2S . op H_2O K_2CO_3 $MgSO_4$ Mg
Ca Ba en S_2 sulfiden (onoplos) H_2S door $NaOH$ ontleedt
sulfiden van Mn en Zn op
in HCl van Ca Hg en Sn onoplos

Eigenschappen.
Oplosbaar, schadelijk, brandbaar gas met onaangename reuk en zwak zure eigenschappen. Het kan reduceerend werken, gewoonlijk onder afscheiding van zwavel:

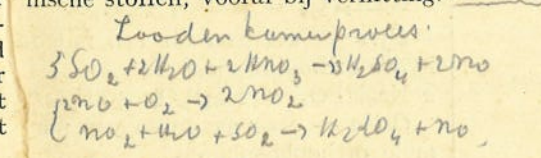


Sterk oplosbaar prikkelend gas, dat met water gedeeltelijk zwavelig zuur geeft, waarvan bestendige zouten, de sulfieten, zijn afgeleid.



Zeer hygroscopische zijdeglanzende naalden, van het polymeer S_2O_6 . Met water ontstaat onder hevige warmteontwikkeling H_2SO_4 . Aan vochtige lucht nevelt het sterk.

Hygroscopische dikke vloeistof, die bij vermengen met water veel warmte ontwikkelt tengevolge van hydraatvorming en van ionisatie in H , HSO_4 en SO_4 -ionen. Het handelszwavelzuur bevat eenige procenten water, daar dit een constant kokend mengsel met maximum kookpunt is. Het is een der sterkste zuren en door de geringe vluchtigheid ook geschikt om andere zuren uit hun zouten vrij te maken (zie HCl p. 22 en HNO_3 p. 26). Door de wateronttrekkende werking verkoolt het vele organische stoffen, vooral bij verhitting.



concentratieproces
nitrosylkamerzuur $SO_2 + HNO_3 \rightarrow HNO_3$ met $H_2O \rightarrow H_2SO_4 + NO$
in SO_2 met kamerzuur gevormd $\pm 65\%$
looden kamer kristallen

*Bezige formule = H_2S : H_2SO_4 over geheel
na lieden na verbranding met 3 volume
blijft gelijk. Avogadro*

Toepassing.

In de analytische scheikunde voor het neerslaan van de sulfiden der arseen- en kopergroep:
(Au_2S , PtS_2 , SnS , SnS_2 , Sb_2S_3 , As_2S_3 , HgS , PbS , Ag_2S , Bi_2S_3 , CuS en CdS).
Als geneesmiddel in „zwavelbronnen”.

Voor het bleeken van sommige organische kleurstoffen, (waarbij een wit additieproduct gevormd wordt.)
Voor conserveren en desinfecteren (uitzwavelen).
Voor de bereiding van zwavelzuur (z.o.).

Voor de bereiding van rookend- of dizwavelzuur:
 $H_2SO_4 + SO_3 = H_2S_2O_7$.
(Dit wordt gebruikt voor het sulfoneeren van de benzolkern)

Voor de bereiding van vele zuren uit hun zouten.
Voor het drogen van gasen (behalve NH_3 !).
(Voor de bereiding van esters en nitroverbindingen als H_2O bindende stof.)
Voor elektrische elementen en accumulatoren in $\pm 10\%$ oplossing als geleidende vloeistof.

Stechtopl. Ba Pb Sn en Cu sulfaten
aankomen Na_2SO_4 + $BaCl_2$ → $BaSO_4$ + $2 NaCl$
oplos in zuren

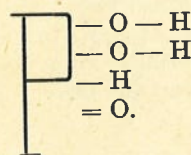
Bereiding: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SiO}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{CaSiO}_3$
 $2\text{P}_2\text{O}_5 + 10\text{C} \rightarrow \text{P}_4 + 10\text{CO}$
 = bereiding onder lucht (beide methoden) van asbest en schiet-
 tomaten met H_2SO_4 . $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 +$
 $\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ (superfosfaat) + CaSO_4
 Het is een belangrijke reductie met C $\rightarrow \text{P}$ 32 als laatste
 na lange gloeiing & reductie met C $\rightarrow \text{P}$

Naam.

Phosphorus.
 III, V, 3I,
 P_4 .

Phosphor-
 waterstof.
 Phosphine.
 PH_3 .

Phosphorig
 zuur,
 H_3PO_3



Phosphor-
 pentoxyde.
 P_2O_5

Phosphor-
 zuren,

Meta: HPO_3 .
 Pyro: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.
 Ortho: H_3PO_4

Phosphaten.

Voorkomen.

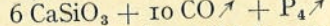
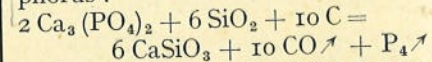
Gebonden in fos-
 phaten, vooral van cal-
 cium, in den bodem en
 in beenderen. Spora-
 disch ook in sommige
 eiwitten b.v. in de her-
 senen.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ oplosbaar met
 koolzuur

In de gasen, die uit
 rottend eiwit ontstaan.

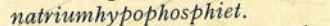
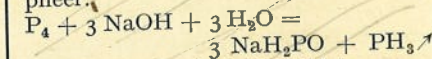
Bereiding.

Door sterk gloeien van een meng-
 sel van calciumphosfaat, zand en
 houtskool en snel koelen van den
 damp, ontstaat gele (witte) phos-
 phorus: onder het stroom van een



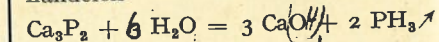
Door gele P. eenigen tijd in een
 afgesloten ruimte op ruim 200° te
 verhitten ontstaat roode (violet) P.

Door verhitting van gele P met
 sterke loog in een waterstofatmos-
 pheer.

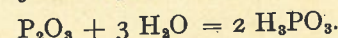


natriumhypophosphiet.

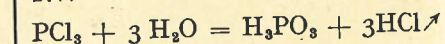
Door phosphiden met H_2O te be-
 handelen in koolzuur



Door onvolledige oxydatie van
 gele P en oplossen van het gevormde
 P_2O_3 in H_2O :

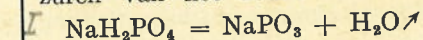


Door inwerking van trihaloge-
 enphosphorverbindingen op water,
 b.v.

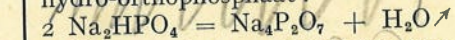


Door volledige verbranding van
 phosphorus: $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$.

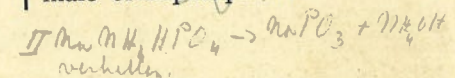
Meta — door verhitting van een
 dihydro-orthophosfaat en aan-
 zuren van het zout:



Pyro — evenzoo uit een mono-
 hydro-orthophosfaat:



Ortho — door aanzuren van nor-
 male orthophosphaten.



Eigenschappen.

Gele (witte) P. is een metastabiele vaste,
 onoplosbare stof, die bij lage temperatuur onder
 water lang bewaard kan blijven. Zij is zeer
 giftig, gemakkelijk brandbaar, oplosbaar in CS_2 .

Rode (violet) P. is een onoplosbare amor-
 phe stof, die aan de lucht bewaard kan worden
 en ook niet in CS_2 oplost. Zij kan niet direct
 in gele P worden omgezet; wel door haar eerst
 te verdampen en dan snel te koelen.

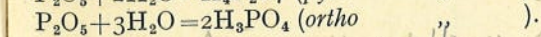
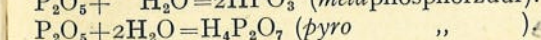
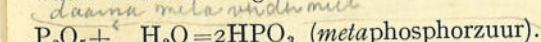
Door verhitting onder zeer hoogen druk kan
 gele P in een zwarte vorm overgaan.

Onoplosbaar giftig gas met knoflookreuk, dat
 aan de lucht zelfontvlambaar is, wanneer het een
 weinig damp van de vloeibare phosphorwaterstof
 P_2H_4 bevat, die bij de bereiding van PH_3 steeds
 als bijproduct ontstaat. Bovendien ontstaat een
 weinig der vaste phosphorwaterstof P_2H_4 , die ten
 slotte in roode P overgaat.

Hygroscopische vaste stof, die als zuur slechts
 tweebasisch is, daar het derde H atoom aan P.
 is gebonden. Het werkt reduceerend, evenals de
 zouten, phosphieten, b.v. Na_2HPO_3 .

Bij verhitting ontstaat phosphine:
 $4\text{H}_3\text{PO}_3 = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3 \uparrow$

Zeer hygroscopische witte vlokken, die met
 water achtereenvolgens leveren:



Oplosbare vaste stoffen, die middelmatig
 sterke zuren zijn. *Paul cobalt - 7 blauw*

Men kan ze onderscheiden door middel van hun
 zilverzouten: $\text{AgNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 + \text{HNO}_3$.
 AgPO_3 is wit en weinig oplosbaar in HNO_3 .
 $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$ is wit en goed oplosbaar in HNO_3 .
 Ag_3PO_4 is geel en goed oplosbaar in HNO_3 .

3 zouten primair sec & tert. na phosfaat
 de eenvoudig en het meest in het oplosbaar
 in H_2O primair phosfaat NaH_2PO_4
 Bij verhitten van NaH_2PO_4
 $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$

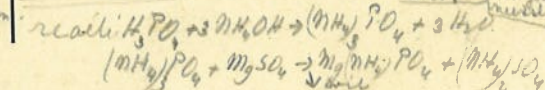
Toepassing.

Gele P. in ouderwetsche lu-
 cifers, die op elk ruw strijk-
 vlak kunnen worden aange-
 streken.

Rode P. in het strijkvlak
 der moderne luciferdoozen (de
 luciferskop bestaat grooten-
 deels uit KClO_3). Voor be-
 reiding van HBr en HJ (zie
 p. 24).

Voor het drogen van gas-
 sen (behalve NH_3).

Zure calcium-orthophospha-
 ten voor bemesting.
 (superphosfaat bevat ook
 CaSO_4). $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{Cl}$
 als reagens op Mg ionen, waar-
 mee MgNH_4PO_4 neerslaat.



Antoon

is mag. meten
 op MgCl_2 en
 vormt Mg_3PO_4
 dat los te voegen
 NH_4OH geen
 neerslag
 reactie
 2° molybdeen
 reagens: $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$
 reageert met
 NH_4PO_4 en
 vormt
 neerslag

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Phosphor-trichloride PCl_3 .		Door chloor in een overmaat gesmolten gele P. te leiden in een CO_2 -atmosfeer en de damp af te koelen. $2\text{P} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{PCl}_3$
Phosphor-pentachloride PCl_5 .		Door chloor in PCl_3 te leiden tot alles vast is geworden. $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$
Arsenicum. III, V, 75. As_4 .	Vrij als Schervencobalt. Gebonden in Realgar (As_2S_4). Auripigment (As_2S_3) en Arseenkies (FeAsS).	Door verhitting van arseenkies sublimeert uit de damp zuiver As . $\text{FeAsS} = \text{FeS} + \text{As}$ Door damp van arseentrioxiede over gloeiende koolstof te leiden. $2\text{As}_2\text{O}_3 + 6\text{C} = \text{As}_4 + 6\text{CO}$
Arseen-waterstof AsH_3 .		Door reductie van vele arseenverbindingen met waterstof in staat van wording. $\text{As}_2\text{O}_3 + 12\text{H} = 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{AsH}_3$
Arseenzuren Meta HAsO_3 Pyro $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$ Ortho H_3AsO_4		Door oxydatie van arseen trioxiede (zie N_2O_3 p. 28) en behandelen van het gevormde arseenpentoxyde met de vereischte hoeveelheid water (zie P_2O_5 p. 32).
Arsenaten. As_2O_5		
Arseentrioxiede.		
Rattenkruid As_4O_6 , As_2O_3		Bij het roosten van ertsen, die arseenverbindingen bevatten, b.v. pyriet., zet het zich gesublimeerd in de „rookgangen” en „vlugstokkamers” af.
Arsenigzuur.		Door oxydatie van arsenicuur aan de lucht.
Arsenieten.		

Eigenschappen.	Toepassing.
Hygroscopische giftige vloeistof, die heftig op water inwerkt onder vorming van nevels van hydraten van HCl (zie H_3PO_3 p. 32).	Voor vervanging van OH door Cl in organische verbindingen.
Hygroscopische vaste stof, die heftig op water inwerkt onder vorming van nevels (z.b.) en, als tusschenproduct, het olieachtige phosphor-oxychloride $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} = \text{POCl}_3 + 2\text{HCl}$ dat weer verder op water inwerkt: $\text{POCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{HCl}$	Voor vervanging van OH door Cl in organische verbindingen.
Grauwe metalieke stof, die zich gemakkelijk laat sublimeren en zich dan als een amorphe spiegel afzet. De damp ruikt naar knoflook en is oxydeerbaar tot As_2O_3 . De arseenspiegel wordt door hypochlorieten opgelost.	Voor het korrelig maken van lood in schroot voegt men $\pm 1\%$ arsenicum toe.
Onbestendig giftig gas, dat zich bij verhitting quantitatief ontleedt. $4\text{AsH}_3 = \text{As}_4 + 6\text{H}_2$	Voor het aantoonen van arseenverbinding in den toestel van Marsh. (arseenspiegel).
Oplosbare zwak oxydeerend werkende giftige zuren, die bij verhitting overgaan in As_2O_5 . Hun zouten, de arsenaten, zijn onoplosbaar, behalve die der alkalimetalen. Door sterke verhitting ontstaat zuurstof: $\text{As}_2\text{O}_5 = \text{As}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$	Voor de bereiding der rosanilinen als oxydatiemiddel.
Weinig oplosbaar giftig amorph poeder of iets beter oplosbare metastabiele kristallen. Met water of met basen ontstaan arsenigzuur of arsenieten, waarin As zich als metalloide gedraagt: $\text{As}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{AsO}_3$ $\text{As}_2\text{O}_3 + 6\text{KOH} = 2\text{K}_3\text{AsO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ Met sterke zuren ontstaan zouten, waarin As zich als metaal gedraagt: $\text{As}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightleftharpoons 2\text{AsCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ De dampdichtheid stemt overeen met As_4O_6 . H_3AsO_3 en arsenieten kunnen reduceerend werken, b.v. op halogeenoplossingen $\text{H}_3\text{AsO}_3 + 2\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{HI}$	Voor vergiftiging van ongedierte. In kleine hoeveelheden als geneesmiddel voor bloedarmoede.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Koolstof. Carbonium. II, IV, 12, C.	<i>Amorph</i> in steenkool, en <i>gekristalliseerd</i> als graphiet en diamant. Gebonden in carbonaten vooral <i>kalkspaat</i> en <i>dolomiet</i> , in kooldioxyde van den dampkring en in organische verbindingen.	<i>Amorph</i> door onvolkomen verbranding of droge destillatie van vele organische verbindingen (zwartsel, houtskool, retortenkool, beenderkool). <i>Diamant</i> door omkristalliseeren onder hoogen druk van koolstof uit gesmolten metalen volgens <i>Moissan</i> . <i>Graphiet</i> door zeer sterke verhitting van <i>amorphe koolstof</i> in een electrisch fornuis.
<i>CS₂</i> Koolmonoxyde Kolendamp. CO	In mijngassen en in lichtgas (hoogstens 8%)	Door onvolledige verbranding van koolstof (<i>generatorovengas</i>). Door kooldioxyde over gloeiende koolstof te leiden $\text{CO}_2 + \text{C} = 2 \text{CO} \uparrow$ Door wateronttrekking met sterk zwavelzuur aan mierenzuur H_2CO_3 . Vermengd met waterstof of door stoom over gloeiende koolstof te leiden („watergas”): $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} \uparrow + \text{H}_2 \uparrow$
Kooldioxyde Koolzuuranhydride CO ₂ . Carbonaten	<i>Handgroot te bepaal</i> In de dampkring 0,04%. In vulkanische gassen. In minerale wateren.	Door volkomen verbranding van koolstof en van organische verbindingen (ademhaling). Door inwerking van carbonaten op sterke zuren: <i>hippocriet</i> $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ Door verhitting van carbonaten, behalve die der alkalimetalen: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{verhit}} \text{CaO} + \text{CO}_2$ en van zure carbonaten $2 \text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
Silicium. Kiezel IV, 28, Si.	Gebonden in kwartssoorten en in silicaten. <i>Wit kristallien</i> <i>of Berg kristal</i> <i>amethist = paars Mn</i> <i>rookkristal = grijs C</i> <i>roze kristal</i> <i>20 amorphe SiO₂</i> <i>slagaas</i> <i>20 beenderkool SiO₂</i> <i>af opaal vunniken</i>	<i>Amorph</i> , door siliciumdioxyde met magnesium te gloeien, waarbij een hevige reactie intreedt: $\text{SiO}_2 + 2 \text{Mg} = 2 \text{MgO} + \text{Si}$. Met zuren lost MgO op en Si niet. <i>Gekristalliseerd</i> door <i>amorph Si</i> uit gesmolten zink om te kristalliseeren.

Steenkool zijn ontstaan door droge destillatie plantengroei
Steenkool met hooge koolstofgehalte = anthraciet
→ kamelkool, smogen kool, coaks
Retortenkool, houtskool, droge destillatie van hout opname van NH₃ door uitgedroogd houtskool
Beenderkool, suikerkool, en andere amorphe kool

De bestendigheid der drie allotrope toestanden neemt toe in de volgorde: *Amorphe C* → *diamant* → *graphiet*.

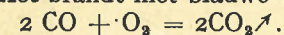
Houtskool kan de meeste gassen sterk absorbeeren en werkt bij hooge temperatuur reduceerend op vele metaaloxiden.

Diamant is een der hardste stoffen en pas bij zeer hooge temperatuur brandbaar.

Graphiet is nog moeilijker brandbaar, vrij zacht en een goede geleider. *Stabiele vorm*

De verbrandingswarmte is van *graphiet* het kleinste en van *amorphe C* het grootst, wat dus overeenstemt met de grootere bestendigheid van *graphiet* (zie de wet van Hess p. 12).
Amorphe C met blauwe vlam, lost niks op

Onoplosbaar en giftig gas, daar het zich met haemoglobine uit de roode bloedlichaampjes verbindt. Het brandt met blauwe vlam:

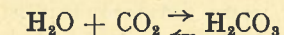


Het werkt reduceerend op metaaloxiden.

Het addeert chloor in het zonlicht tot fosgeengas: $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2 \uparrow$.

Antoni, co. verbrande → CO₂ die
astome

Vooral bij hoogen druk vrij goed oplosbaar gas, dat met water het onbestendige koolzuur vormt:

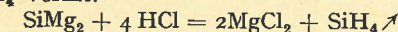


De zouten hiervan, de *carbonaten*, zijn onoplosbaar (behalve Na_2CO_3 , K_2CO_3 en $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$) waardoor CO_2 gewoonlijk wordt aangetoond (troebeling met overmaat kalkwater). Het onderhoudt de verbranding niet. *Zure*

Carbonate lossen op
Ca(HCO₃)₂ → CaCO₃ + CO₂ + H₂O

Amorph Si is een donkere onoplosbare stof, die zich met zuurstof en de halogenen bij hooge temperatuur verbindt. Door hevig gloeien met koolstof ontstaat een zeer hard carbide SiC_2 (*carborundum*).

Met magnesium kan het een silicide SiMg_2 vormen, dat met zuren een zelfontvlambaar gas SiH_4 vormt.



Toepassing.

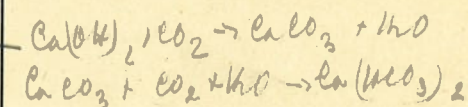
Amorph als brandstof, voor afscheiding van metalen uit hun oxyden, voor verfstoffen (Oost-Indische inkt) en als + pool in electrische elementen. In buskruit.

Diamant als sieraad en voor boorwerktuigen.

Graphiet als schrijfmateriaal (potlood), voor beschutting van ijzer tegen roesten, voor „koolspitsen” in electrische lampen en voor smeltkroezen.

Voor reductie van Fe_2O_3 . Voor verhitting in generatorgas en in watergas.

Voor mousseerende dranken. Vloeibaar CO_2 (−80°) als sterk koelmiddel daar het bij uitstrooming aan de lucht vast wordt door snelle verdamping.



vlam?

Naam.	Voorkomen.
<i>Siliciumdi- oxyde.</i> <i>Kiezelzuur- anhydride</i> SiO_2 <i>Silicaten.</i>	<i>Gekristalliseerd</i> SiO_2 als kwarts, zand, berg- kristal, amethyst. <i>Amorph</i> SiO_2 als vuur- steen, agaat, jaspis, onyx en opaal (waterhou- dend.) Infusoriënnaarde bestaat uit SiO_2 hou- dende pantsers van kleine organismen. <i>Silicaten</i> in klei, graniet, basalt, veldspaat, glim- mer, lava, mergel.
<i>Kiezelhuor- waterstofzuur</i> H_2SiF_6	
Borium. III, II, B.	Gebonden in boor- zuur en in borax in vul- kanische streken.
<i>Orthoboor- zuur</i> H_3BO_3 <i>Boraten</i>	

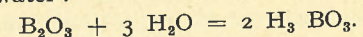
Bereiding.

Door natriumsilicaat met een
verdund zuur te behandelen ontstaat
eerst een colloïdale oplossing van
 SiO_2 , die zeer langzaam coaguleert
tot een waterhoudend hydrogel,
waaruit door gloeiing zuiver amorph
 SiO_2 is te bereiden.
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2 \text{HCl} =$
 $2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \boxed{\text{SiO}_2}$

Door dampen van siliciumfluoride
in water te leiden en van SiO_2 af te
filtreeren:
 $2 \text{SiF}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} =$
 $\text{H}_2\text{SiF}_6 + \boxed{\text{SiO}_2} + 2 \text{HFl}$

Amorph door gloeien van B_2O_3
met magnesium (zie Si p. 38) en *ge-
kristalliseerd* door dit uit gesmolten
aluminium om te kristalliseeren.

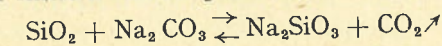
Door inwerking van B_2O_3 op
water:



Door stoomdestillatie van het
ruwe natuurproduct is dit te zui-
veren.

Eigenschappen.

Onoplosbare, zeer hoog smeltende stof, die
door zuren, behalve door HFl (zie p. 26), niet
wordt aangetast. Kiezelzuur H_2SiO_3 is niet
bekend, maar de zouten *silicaten*, zijn zeer be-
standig en moeilijk aantastbaar. Zij ontstaan
door smelten van SiO_2 met carbonaten:

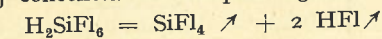


daar CO_2 zooveel vluchtiger is dan SiO_2 .

Uit de oplossing van natrium- of kalium-
silicaat wordt echter weer SiO_2 neergeslagen,
daar CO_2 meer oplosbaar is dan SiO_2 . Onop-
losbare silicaten worden door gloeien met
 Na_2CO_3 omgezet in Na_2SiO_3 .

Een goed oplosbaar, vrij sterk zuur.

Bij concentratie der oplossing ontleedt het:



Amorph is het een zwart poeder, dat zich met
zuurstof, stikstof en halogenen kan verbinden.
Gekristalliseerd is het moeilijker aantastbaar en
zeer hard.

In koud water slechts voor 3% oplosbaar,
vluchtig met stoom. Het is een zwak zuur, dat
dus basisch reagerende zouten, de *boraten*, kan
vormen (zie borax p. 44).

Toepassing.

Voor kwartslampen om ul-
traviolet licht te verkrijgen.
Voor metselspecie, gemengd
met kalk. Voor glas, gemengd
met silicaten;

met Na_2SiO_3 en CaSiO_3 :
gewoon vensterglas,
met K_2SiO_3 en CaSiO_3 :
hoogsmeltend kroonglas,
met K_2SiO_3 en PbSiO_3 :
laagsmeltend flintglas.
met Na_2SiO_3 en CoSiO_3 :
blauw cobaltglas.

Als antisepticum („boor-
water”).

METALEN EN EENIGE

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Natrium. I. 23, Na.	Gebonden als <i>keukenzout</i> in zeewater en in mijnzout, als silicaat in <i>veldspaat</i> , als fluoride in <i>kryoliet</i> en als nitraat in <i>Chilisalpeter</i> .	Door electrolyse van gesmolten natriumhydroxyde of -chloride aan de negatieve electrode. Door gloeien van soda met koolstof: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{C} = 2\text{Na} + 3\text{CO}\nearrow$.
<i>Natriumhydroxyde.</i> <i>Bijtende soda.</i> NaOH.		Door oplossingen van soda en kalk te vermengen, het neerslag van calciumcarbonaat af te filtreeren en het filtraat in te dampen. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 = \boxed{\text{CaCO}_3} + 2\text{NaOH}$. Door natrium in uitgekookt water te brengen, krijgt men zuiver carbonaatvrij NaOH.
<i>Natriumchloride.</i> <i>Keukenzout.</i> NaCl.	Zie natrium.	Door concentreeren van zee-water. In warme luchtstreken geschiedt dit in bassins, die lang aan zon en wind worden blootgesteld, in kuststreken in de gematigde zone door „gradeerwerken” en in noordelijke streken door uitvriezen van zuiver ijs tot het eutectisch punt bereikt is. Ten slotte wordt de oplossing door verhitting ingedampt.
<i>Natriumnitraat.</i> NaNO ₃	In den bodem van Noord-Chili (zie Na).	Door omkristalliseeren van de ruwe <i>Chilisalpeter</i> .
<i>Natriumsulfaat.</i> Glauberzout Na ₂ SO ₄ 10 aq.	In enkele minerale wateren.	Door keukenzout of natriumnitraat met zwavelzuur te behandelen (zie HCl p. 22 en HNO ₃ p. 26)

HUNNER VERBINDINGEN.

Eigenschappen.	Toepassing.
Zilverwit tamelijk week metaal, dat zich aan de lucht spoedig bedekt met een oxyde laagje. Op water, alcoholen en zuren werkt het hevig in: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\nearrow$ Natrium verbindingen kleuren de vlam geel.	Sterk reductiemiddel. Voor de synthese van <i>Fittig</i> bij koolwaterstoffen.
Goed oplosbare sterk basische stof, die andere basen uit hun zouten kan vrijmaken, hetzij door de vluchtigheid der base (b.v. NH ₃), hetzij door de onoplosbaarheid er van (b. v. de hydroxyden der zware metalen). De hydroxyden van zink, aluminium, chromium, lood en tin vormen met een overmaat NaOH oplosbare zouten, waarin deze metalen in het negatieve ion voorkomen b.v.: $\boxed{\text{Zn(OH)}_2} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.	Voor de bereiding van harde natronzeep uit vetten.
Oplosbare stof, die in kuben kristalliseert en bij kookhitte niet veel méér oplosbaar is, dan bij lage temperatuur. De kristallen zijn sterk diathermaan. In het dierlijk lichaam is het een onmisbaar bestanddeel.	Voor consumptie. Voor de soda bereiding (zie p. 44). Voor „uitzouten” van organische verbindingen. Voor het voortbrengen van monochromatisch geel licht.
Voor al bij hooge temperatuur zeer sterk oplosbare stof, die bij smelting met lood overgaat in <i>Natriumnitriet</i> . $\text{NaNO}_3 + \text{Pb} = \text{NaNO}_2 + \text{PbO}$	Als kunstmeststof. Voor bereiding van salpeterzuur en nitrieten.
Goed oplosbare stof, waarvan de oplosbaarheidslijn bij 32° een maximum vertoont, daar het boven deze temperatuur kristalwater verliest. De kristallen verweeren aan drooge lucht. Door gloeien met koolstof ontstaat het sulfide: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} = \text{Na}_2\text{S} + 4\text{CO}\nearrow$	Voor de sodabereiding (zie p. 44). Als laxermiddel. Met zoutzuur als koudmakend mengsel.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Natrium-carbonaat Soda Na_2CO_3 10 aq.		Volgens <i>Leblanc</i> : Na_2SO_4 wordt door C gereduceerd tot Na_2S (z.b.) en dit wordt met CaCO_3 omgezet in CaS en Na_2CO_3 , bij hoge temperatuur. Door herhaald uitloogen met water van 36° wordt Na_2CO_3 opgelost, terwijl CaS achterblijft. Volgens <i>Solvay</i> : Door een oplossing van NaCl in ammoniak met CO_2 te verzadigen, zet zich NaHCO_3 af, dat bij verhitting Na_2CO_3 , H_2O en CO_2 levert.
Natriumthio-sulfaat Natriumhypo-sulfiet $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 5 aq.		Door natriumsulfietoplossing met zwavel te koken. Als bijproduct van de sodafabriek van <i>Leblanc</i> door CaS aan de lucht te brengen, en het gevormde CaS_2O_3 in oplossing met soda te behandelen, waardoor CaCO_3 neerslaat.
Natrium-silicaat. Waterglas. Na_2SiO_3 .		Door smelten van siliciumdioxide met soda (zie SiO_2 p. 41).
Natrium-tetraboraat. Borax. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 10 aq.	Als <i>tinkal</i> in vulkanische bodemsoorten.	Door boorzuur met sodaoplossing in te dampen: $4\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
Kalium. I, 39, K.	Gebonden als kaliumchloride (<i>sylvien</i>), met MgSO_4 (<i>kainiet</i>) en met MgCl_2 (<i>carnalliet</i>) in de „ <i>Abraum-salze</i> “. Als silicaat in <i>veldspaat</i> . Als zouten van plantenzuren in landplanten.	Door gloeien van potasch met koolstof $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{C} = 2\text{K} + 3\text{CO}\uparrow$ Door electrolyse van gesmolten KOH of KCl zet het zich aan de negatieve electrode af.
Kalium-hydroxyde. Bijtende potasch KOH .		Uit potasch en kalk (zie NaOH p. 42). Door kalium in zuiver water te brengen verkrijgt men carbonaat-vrij KOH .

Eigenschappen.	Toepassing.
Goed oplosbare stof, waarvan de oplosbaarheidslijn bij 38° een maximum vertoont, daar boven deze temperatuur Na_2CO_3 aq. ontstaat. De kristallen met 10 aq. verweeren aan droge lucht. De oplossing reageert duidelijk basisch vanwege de hydrolyse (zie p. 4). Door inleiden van CO_2 ontstaat het minder oplosbare <i>bi- of hydrocarbonaat</i> NaHCO_3 , dat bij verhitting weer ontleedt: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NaHCO}_3$	Voor de glasbereiding (zie SiO_2 p. 41). Als reinigingsmiddel.
Goed oplosbare stof, die gemakkelijk in het kristalwater smelt en dan sterk onderkoeld kan worden. Met halogenen ontstaat <i>natriumtetra-thionaat</i> $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ (zie p. 19). Halogeenzilververbindingen vormen met $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ een oplosbaar complex zout: $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.	Als „ <i>fixeersout</i> “ bij de photographie. Als „ <i>antichloor</i> “ om een overmaat bleekpoeder uit gebleekte stoffen te verwijderen.
Glasachtige oplosbare stof, die aan de lucht overgaat in SiO_2 door inwerking van CO_2 (zie SiO_2 p. 41). Ook andere zuren maken uit de oplossing SiO_2 vrij, dat bij voldoende verdunning colloïdaal blijft opgelost en stabiele hydrogels kan vormen (p. 4).	Als hechtmiddel voor glas en porcelein. Ter voorkoming van brandgevaar bedekt men voorwerpen met een oplossing van waterglas. Voor conserveeren van eieren.
Tamelijk oplosbare stof, die bij verhitting onder sterke opzwellling het kristalwater verliest en na smelting en bekoeling een glasachtige hoedanigheid krijgt (<i>boraxparel</i>) en dan vele metaaloxiden als typisch gekleurde boraten kan oplossen b.v. blauw cobaltboraat.	Voor reiniging van metalen van hun oxyden bij soldeeren. Voor herkenning van metaaloxiden uit de kleur van de „ <i>boraxparel</i> “.
Zilverwit, boterweek metaal, dat zich aan de lucht zeer snel met een oxydelaagje bedekt. De inwerking op water, alcoholen en zuren is nog heftiger dan bij natrium $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{K} = 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ Kaliumverbindingen kleuren de vlam violet.	Voor afscheiding van zeldzame metalen uit hun oxyden.
Zeer goed oplosbare stof met nog sterker basische eigenschappen dan NaOH . Bij hoge temperatuur tast het glas en porcelein aan.	Voor de bereiding van weeke kalizeep uit oliën.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
<i>Kaliumnitraat</i> <i>Salpeter.</i> KNO_3 .		Door de verzadigde heete oplossing van moleculaire hoeveelheden natriumnitraat en kaliumchloride sterk in te dampen, van het uitgekristalliseerde keukenzout af te filteren en het filtraat af te koelen. $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} = \boxed{\text{NaCl}} + \text{KNO}_3$.
<i>Kaliumcarbonaat.</i> <i>Potasch.</i> K_2CO_3 .	In plantenasch.	Door uitloogen van plantenasch met zoo min mogelijk water en indampen van de verkregen oplossing. Uit kaliumchloride volgens de methode van de sodafabricatie van <i>Leblanc</i> .
Ammonium. <i>Ammoniumchloride.</i> <i>Salmiak.</i> NH_4Cl .		Door de destillatieproducten van „gaswater” in zoutzuur te leiden en de gevormde zouten door sublimatie te zuiveren. Verder is het een tussenproduct bij de sodafabriek van <i>Solvay</i> (zie p. 44).
<i>Ammoniumsulfaat.</i> $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.		Uit „gaswater” en zwavelzuur $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
<i>Amoniumsulfide.</i> $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.		Door zwavelwaterstof in ammoniak te leiden $\text{H}_2\text{S} + 2 \text{NH}_4\text{OH} = (\text{NH}_4)_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$.
Calcium. II, 40, Ca.	Gebonden als carbonaat: <i>Krijt</i> , sulfaat: <i>Gips</i> , fluoride: <i>vloei-spaath</i> en fosphaat.	Door electrolyse van gesmolten calciumchloride aan de negatieve electrode.
<i>Calciumoxyde</i> <i>Ongebluschte kalk</i> CaO .		Door verhitten van calciumcarbonaat in een luchtstroom, waardoor CO_2 steeds wordt weggevoerd: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$.
<i>Calciumhydroxyde</i> <i>Gebluschte kalk</i> $\text{Ca}(\text{OH})_2$.		Door verhitten van <i>gebluschte kalk</i> : $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \uparrow$.

Eigenschappen.	Toepassing.
Bij hooge temperatuur veel meer oplosbare stof dan bij lage. Door verhitting boven het smeltpunt ontwijkt zuurstof en blijft kaliumnitriet achter. Vandaar de krachtig oxydeerende werking op lagere metaaloxiden en organische stoffen. $2 \text{KNO}_3 = 2 \text{KNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$	Voor de bereiding van buskruit (zie S p. 29).
Zeer goed oplosbare stof, die aan vochtige lucht vervloeit. De oplossing reageert door hydrolyse nog sterker basisch dan die van soda. Door inleiden van CO_2 ontstaat het minder oplosbare KHCO_3 (zie Na_2CO_3 p. 45).	Voor de bereiding van kaliglas (zie SiO_2 p. 41). Voor ontwikkelaars van photographische platen.
Goed oplosbare stof, die bij verhitting (evenals alle ammoniumzouten) dissocieert: $\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{HCl}$ Door electrolyse met een kwikkathode ontstaat een zeer onbestendig ammonium-amalgama.	In het <i>Leclanché</i> element. In „salmiak pastilles” tegen verkoudheid.
Goed oplosbare stof. De oplossing verliest bij distillatie ammonia.	Als kunstmeststof.
Zeer goed oplosbare stof, die in oplossing met zwavel gele polysulfiden vormt: $(\text{NH}_4)_2\text{S} + (n-1) \text{S} = (\text{NH}_4)_2\text{S}_n$.	Voor de scheiding van de koper- en de arseengroep, en om de sulfiden der ijzergroep neer te slaan.
Hard metaal, dat door water en door zuren sterk wordt aangetast. $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$, Calcium zouten kleuren de vlam oranje.	Voor reducties van organische verbindingen.
Hygroscopische stof, die met water onder sterke warmteontwikkeling calciumhydroxyde vormt. Deze base geeft met CO_2 eerst een neerslag van CaCO_3 , dat met meer CO_2 het oplosbare bicarbonaat vormt $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.	Voor bereiding van metsel-specie. (blusschen) en van calciumcarbide (zie p. 48). In electrische kalklichtlampen. Voor drogen van gassen, (behalve zure gassen, b.v. HCl).

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
<i>Calcium-carbonaat.</i> CaCO_3	Gekristalleerd als <i>kalkspaat</i> en <i>arragoniet</i> . Amorph als <i>krijt</i> , en in pantsers van schaaldieren. Onzuiver als <i>marmer</i> en <i>kalksteen</i> .	Door oplosbare carbonaten bij kalkwater te voegen (zie NaOH p. 42): Uit CO_2 en kalk en uit $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (zie p. 47). Op dit laatste berust ook de vorming van <i>druipsteen</i> uit sommige minerale wateren.
<i>Calcium-chloride.</i> CaCl_2 6 aq.		Als bijproduct van de sodabereiding volgens <i>Solvay</i> , wanneer men NH_3 terugwint uit NH_4Cl en CaO (zie p. 44).
<i>Calcium-fluoride.</i> CaF_2	Onzuiver als <i>vloei-spaat</i> . In het glazuur van het gebit.	Door oplosbare fluoriden bij kalkzout oplossingen te voegen slaat CaF_2 amorph neer.
<i>Calcium-sulfaat.</i> $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{ aq.}$	Als <i>gips</i> , zoowel met als zonder kristalwater.	Als amorphe-neerslag door sulfaten bij geconcentreerde kalkzout oplossingen te voegen $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2 =$ $\boxed{\text{CaSO}_4} + 2 \text{ NaCl.}$
<i>Calcium-phosphaat.</i> $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Als <i>phosphoriet</i> en <i>apatiet</i> . In beenderen.	Als amorphe neerslag door phosphaten bij kalkzoutoplossingen te voegen in basisch milieu. $2 \text{ Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ CaCl}_2 =$ $\boxed{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} + 6 \text{ NaCl.}$
<i>Chloorkalk</i> $\text{CaOCl}_2(?)$.		Door chloor in kalkmelk te leiden: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 = \boxed{\text{CaOCl}_2} + \text{H}_2\text{O}$ Eigenlijk een mengsel van $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, <i>calciumhypochloriet</i> en het chloride CaCl_2 .
<i>Calcium-carbide.</i> CaC_2 .		Door calciumoxyde met koolstof in een elektrische oven te verhitten. $\text{CaO} + 3 \text{ C} = \text{CaC}_2 + \text{CO} \uparrow$.

Eigenschappen.	Toepassing.
Onoplosbare stof, die als kalkspaat het bestendigst is en sterk dubbelbrekend werkt op lichtstralen. Met de meeste zuren treedt CO_2 ontwikkeling op. <i>Calciumbicarbonaat</i> ontleedt bij kookhitte (ketelsteen in stoomketels).	Voor de bereiding der meeste calciumverbindingen. Als schrijfmateriaal.
Sterk oplosbare stof, die aan vochtige lucht vervloeit. Vooral zonder kristalwater is het zeer hygroscopisch.	Voor drogen van gassen en organische vloeistoffen.
Onoplosbare stof, die slechts door sterk H_2SO_4 bij zwakke verhitting wordt aangetast (zie HFl p. 26).	Voor bereiding van fluoorverbindingen. Als vloeimiddel in de metallurgie.
Weinig oplosbare stof, die bij 40° een maximale oplosbaarheid heeft. Bij $\pm 100^\circ$ verliest het kristalwater en neemt dit bij lage temperatuur in water onder opzwellling weer op. Na sterke verhitting verliest het dit vermogen.	Voor het maken van afgietsels, voor gipsverbanden bij gebroken ledematen. Als meststof in superphosphaat.
Onoplosbare stof, die met zuren oplosbare hydrophosphaten vormt $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \text{ CaHPO}_4 + \boxed{\text{CaSO}_4}$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2 \text{ H}_2\text{SO}_4 =$ $\text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2 + \boxed{2 \text{ CaSO}_4}$	Als meststof in „superphosphaat” (zure phosphaten). Voor de bereiding van phosphorus (zie p. 32).
Weinig oplosbare stof met wisselende samenstelling. Zelfs met de zwakste zuren, zooals H_2CO_3 , staat het chloor af: $\text{CaOCl}_2 + 2 \text{ HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \uparrow$	Voor het bleeken van goed. Voor bereiding van chloroform.
Hygroscopische stof, die met water acetyleen ontwikkelt. $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow + \text{CaO.}$	Voor acetyleenbereiding.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Magnesium. II, 24, Mg.	Gebonden als carbonaat met CaCO_3 , <i>dolomiet</i> , als silicaat, <i>talk</i> en <i>asbest</i> , en als sulfaat en chloride in <i>Abraumsalze</i> .	Door electrolyse van gesmolten magnesiumchloride aan de negatieve electrode.
<i>Magnesiumoxyde.</i> <i>Magnesia usta.</i> MgO .		Door verhitten van magnesiumcarbonaat in een luchtstroom (zie CaCO_3 p. 46). $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2 \uparrow$. Door verbranding van magnesium.
<i>Magnesiumcarbonaat.</i> <i>Magnesia alba.</i> MgCO_3 .	In <i>dolomiet</i> , gebonden aan calciumcarbonaat. Zuiver als <i>magnesiet</i> .	Door oplosbare carbonaten bij magnesiumzoutoplossingen te voegen. $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \boxed{\text{MgCO}_3} + 2 \text{NaCl}$.
Strontium. II, 87.5, Sr. Sr. zouten.	Gebonden als carbonaat, <i>strontianiet</i> en als sulfaat, <i>coelestien</i> .	Door electrolyse van gesmolten strontiumchloride aan de negatieve electrode.
Barium. II, 137.5, Ba. Ba. zouten. <i>Bariumoxyde.</i> BaO.	Gebonden als carbonaat, <i>witheriet</i> en als sulfaat, <i>zwaarspaat</i> .	Door electrolyse van gesmolten bariumchloride aan de negatieve electrode. Door BaSO_4 met koolstof te gloeien en het gevormde sulfide met vochtige lucht te verhitten: $\text{BaSO}_4 + 4 \text{C} = \text{BaS} + 4 \text{CO} \uparrow$ $\text{BaS} + \text{H}_2\text{O} = \text{BaO} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
Zink. II, 65.5, Zn.	Gebonden als carbonaat; <i>edele galmei</i> , silicaat: <i>onedele galmei</i> , en als sulfide: <i>zinkblende</i> .	Door gloeien van ZnCO_3 of door roosten van ZnS , en reduceeren van het gevormde oxyde met koolstof. $\text{ZnO} + \text{C} = \text{Zn} + \text{CO} \uparrow$.

Eigenschappen.	Toepassing.
Wit bros metaal, dat zich aan de lucht langzaam oxydeert en bij de vlam-temperatuur met sterk wit licht verbrandt. Gloeiend magnesium werkt op waterdamp in: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} = \text{MgO} + \text{H}_2 \uparrow$ en verbindt zich met stikstof tot een nitride Mg_3N_2 .	Voor „bliksempoeder” gemengd met KClO_3 . Voor reductie van vele oxyden b.v. SiO_2 (zie p. 39). Voor afzondering der edelgassen uit lucht. (zie p. 17).
Weinig oplosbare stof, die met water een basische reactie vertoont: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2$. MgO is een der moeilijkst smeltbare stoffen.	Voor wandbekleding van ovens en retorten. Voor neutraliseeren van maagzuur. Voor „Nernstlampen”.
Onoplosbare stof, die in tegenwoordigheid van ammoniumionen oplosbare verbindingen vormt, die het complexe ion MgNH_4 bevatten. Met Na_2HPO_4 slaat MgNH_4PO_4 neer, dat bij gloeiing het pyrophosphaat levert: $2 \text{Mg NH}_4\text{PO}_4 = \text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 + 2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Voor het ontwikkelen van CO_2 ontwikkeling in de maag.
Geelwit metaal, dat ook in de verbindingen veel op calcium lijkt. De zouten kleuren de vlam rood. SrSO_4 is nog minder oplosbaar dan CaSO_4 .	Strontiumnitraat voor bengalsch vuur, enz.
Geel metaal, dat ook in de verbindingen veel op calcium en strontium lijkt. De zouten kleuren de vlam groen. BaSO_4 is nog minder oplosbaar dan SrSO_4 .	<i>Bariumnitraat</i> voor vuurwerk. <i>Bariumsulfaat</i> als verfstof, permanentwit en als reagens op sulfaten.
BaO geeft met water een vrij goed oplosbare, vrij sterke base, barietwater: $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$ Bij $\pm 500^\circ$ en hoogen druk neemt BaO zuurstof uit de lucht op en vormt <i>bariumperoxyde</i> , dat bij hogere verhitting en lagen druk weer dissocieert: $2 \text{BaO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{BaO}_2$	Voor de bereiding van zuurstof uit lucht over BaO_2 . Dit laatste voor de bereiding van H_2O_2 (zie p. 20).
Wit bros metaal, dat boven 100° pletbaar en boven 200° weer zeer bros wordt. De damp sublimeert gemakkelijk (zinkstof). Aan de lucht bedekt het zich met een beschuttend laagje basisch carbonaat. $\text{Zn}(\text{OH})_2$, ZnCO_3 .	Voor galvaniseeren van ijzer. In vele alliages b.v. messing (70 % Cu + 30 % Zn). Als negatieve pool in elektrische elementen.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
<i>Zinkoxyde.</i> <i>Zinkwit</i> ZnO. <i>Zinkzouten.</i> <i>Zinkaten.</i>		Door bij een base een overmaat van een zinkzoutoplossing te voegen en het neergeslagen zinkhydroxyde te gloeien: $\text{ZnCl}_2 + 2 \text{KOH} = \boxed{\text{Zn(OH)}_2} + 2 \text{KCl}$ $\text{Zn(OH)}_2 = \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \nearrow$ Door verbranden van zink. $2 \text{Zn} + \text{O}_2 = 2 \text{ZnO}.$ ZnS slaat uit neutrale zinkzoutoplossingen gedeeltelijk neer met H ₂ S, volkomen met (NH ₄) ₂ S.
Kwik. <i>Hydrargyrum.</i> <i>Mercurium.</i> I, II, 200, Hg.	Gebonden als amalgama van eenige edele metalen en als sulfide. <i>cinnaber.</i>	Door roosten van kwiksulfide. $\text{HgS} + \text{O}_2 = \text{Hg} \nearrow + \text{SO}_2 \nearrow$ Het afgedestilleerde kwik wordt gezuiverd van andere metalen door destillatie in vacuo.
<i>Mercurioxyde</i> HgO.		<i>Rood</i> door oppervlakkige oxydatie van kwik aan de lucht bij 300°—400° <i>Geel</i> door een base bij een kwikzoutoplossing te voegen. $\text{HgCl}_2 + 2 \text{KOH} = \boxed{\text{HgO}} + 2 \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
<i>Mercurichloride.</i> <i>Sublimaat</i> HgCl ₂ . <i>Mercuriochloride.</i> <i>Calomel</i> HgCl		Door verhitting van mercurisulfaat met keukenzout vormt zich HgCl ₂ , dat sublimeert; $\text{HgSO}_4 + 2 \text{NaCl} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HgCl}_2 \nearrow$ Door toevoeging van een chloride aan mercuronitaat slaat HgCl neer: $\text{HgNO}_3 + \text{NaCl} = \boxed{\text{HgCl}} + \text{NaNO}_3$
<i>Mercurijodide.</i> HgJ ₂ .		<i>Rood</i> door oplosbare jodiden bij een overmaat van een mercurizoutoplossing te voegen. <i>Geel</i> door de roode modificatie boven 126° te verhitten. Door afkoeling ontstaat weer rood HgJ ₂ . $\text{HgCl}_2 + 2 \text{KJ} = \boxed{\text{HgJ}_2} + 2 \text{KCl}.$

Eigenschappen.	Toepassing.
Onoplosbare stof met dekkend vermogen. De zwakke base Zn(OH) ₂ vormt met een overmaat base oplosbare <i>zinkaten</i> , waarin Zn deel uitmaakt van het negatieve ion: $\text{Zn(OH)}_2 + 2 \text{KOH} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}.$ Met zuren ontstaat hieruit eerst weer Zn(OH) ₂ , dat met een overmaat zuur oplosbare zinkzouten levert. Door H ₂ S wordt uit deze zouten in zure oplossing geen ZnS neergeslagen, maar uit de basische zinkaten wel.	Als niet giftige witte verfstof, die met H ₂ S niet zwart wordt, zooals loodwit, daar ZnS ook wit is.
Vloeibaar edel metaal, dat vele andere metalen oplost tot amalgamen, waarin dikwijls scheikundige verbindingen voorkomen b.v. in het korrelige natriumamalgama. Van de zuren tasten slechts verdund HNO ₃ (zie NO p. 27) en sterk H ₂ SO ₄ kwik bij verhitting aan (zie SO ₂ p. 30). Kookt bij 357°, stolt bij — 39.5°.	Voor barometers, thermometers, kwikluchtpompen, enz. Als oplosmiddel van zilver en goud bij de bereiding dezer metalen. In kwikzalf voor huidziekten.
Onoplosbare stof, die bij verhitting boven 400° zuurstof afstaat. $2 \text{HgO} = 2 \text{Hg} \nearrow + \text{O}_2 \nearrow$ De damp van kwik verbindt zich bij bekoeling weer gedeeltelijk met zuurstof. De base Hg(OH) ₂ , waarvan de mercurizouten zijn afgeleid, is zelf onbekend.	
HgCl ₂ : Tamelijk oplosbare, vergiftige stof, die in water slechts weinig is geioniseerd. Door reductie met stannochloride (zie p. 57) ontstaat eerst het onoplosbare mercuriochloride: $2 \text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2 = \boxed{2 \text{HgCl}} + \text{SnCl}_4$ en dan kwik: $2 \text{HgCl} + \text{SnCl}_2 = \boxed{2 \text{Hg}} + \text{SnCl}_4.$	HgCl ₂ , als een der sterkste desinfectiemiddelen. Calomel in kwikzalf voor huidziekten en als sterk purgeermiddel.
Onoplosbare stof, die met een overmaat van een jodide oplost onder vorming van complexe ionen HgJ ₄ . Met een base geeft deze oplossing geen neerslag en wordt dan gebruikt als reagens op NH ₄ -ionen, waarmee een bruinroode neerslag ontstaat (<i>Nessler's reagens</i>).	

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
<i>Mercurisulfide.</i> Cinnaber HgS	Als donkerrood erts.	Zwart door H ₂ S in mercurizoutoplossingen te leiden of door den rooden vorm boven 450° te verhitten. Rood door den zwarten vorm op ± 250° te verhitten.
Aluminium. III, 27, Al.	Gebonden in groote hoeveelheden als oxyde <i>korund</i> , als silicaat, in <i>klei</i> , als sulfaat met K ₂ SO ₄ , <i>aluinsteen</i> en als fluoride met Na Fl, <i>kryoliet</i> , Na ₃ AlFl ₆ .	Door electrolyse van gesmolten kryoliet, waaraan men steeds nieuw Al ₂ O ₃ toevoegt, aan de negatieve electrode. Het kryoliet dient hierbij als electroliet: het fluoor maakt aan de positieve electrode uit Al ₂ O ₃ zuurstof vrij die met de koolstof electrode CO ₂ vormt. $\text{AlFl}_3 = \text{Al} + \frac{1}{2}\text{Fl}$ $12\text{Fl} + 2\text{Al}_2\text{O}_3 = 4\text{AlFl}_3 + 3\text{O}_2.$
<i>Aluminiumoxyde.</i> Al ₂ O ₃ , n, H ₂ O	Verontreinigd met sporen van andere metaaloxiden als <i>korund</i> , <i>amaril</i> , <i>saffier</i> en <i>robijn</i> , Als ferri-aluminaat in <i>Beauxiet</i> : Fe ₂ O ₃ Al ₂ O ₃	Door een base bij een overmaat van een aluminiumzoutoplossing te voegen en het neerslag van het hydroxyde te gloeien: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KOH} = 3\text{K}_2\text{SO}_4 + \boxed{2\text{Al}(\text{OH})_3}$ $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \nearrow$. Door hevig gloeien van aluminium in een zuurstofstroom met sporen chromoxyde ontstaat de kunstmatige robijn en evenzoo met cobaltoxyden de kunstmatige saffier.
<i>Aluminiumchloride.</i> AlCl ₃ .		Door zoutzuurgas over verhit aluminium te leiden: $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \nearrow$
<i>Kaliumaluminiumsulfaat.</i> <i>Kali-aluin.</i> K ₂ SO ₄ — Al ₂ (SO ₄) ₃ — 24 aq. <i>Aluinen.</i>	Verontreinigd met SiO ₂ en Al ₂ O ₃ als <i>Aluinsteen</i> .	Door omkristalliseeren van aluinsteen.

Eigenschappen.	Toepassing.
Onoplosbare stof, die zelfs door kokend salpeterzuur niet wordt aangetast, wel door koningswater (zie p. 23). Bij gewone temperatuur is de roode vorm stabiel en boven 450° de zwarte.	Als zeer bestendige roode verfstof (vermiljoen).
Wit, licht metaal, dat zich aan vochtige lucht met een beschermend laagje van het hydroxyde bedekt. Het wordt zoowel door zuren, waarmee het aluminium zouten vormt, als door basen, waarmee oplosbare <i>aluminaten</i> ontstaan, aangetast: $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \nearrow$ en $2\text{Al} + 6\text{KOH} = 2\text{K}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2 \nearrow$ Bij hooge temperatuur werkt het reduceerend op metaaloxiden, onder hevige warmteontwikkeling: $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$.	Voor constructie van lichte instrumenten, zooals balansen, onderdeelen van luchtvaartuigen enz. Voor het verkrijgen van hooge temperaturen door menging met Fe ₂ O ₃ en inleiden der reactie met brandend magnesium (<i>thermiet</i>).
Zeer harde onoplosbare stof, die na gloeiing haast niet door zuren of basen wordt aangetast. Het <i>hydroxyde</i> kan veel water gebonden houden en vormt zich uit de zoutoplossingen als een dikke vlokke neerslag, die met zuren oplosbare aluminiumzouten levert en met basen oplosbare aluminaten (z. b.). Uit de oplossing dezer laatsten wordt door ammoniumzouten weer Al(OH) ₃ neergeslagen, daar de NH ₄ ionen de OH ionen binden, die noodig zijn om het evenwicht van de reactie: $\boxed{\text{Al}(\text{OH})_3} + 3\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ naar rechts te verschuiven.	Watervrij als siersteen en als slijpmiddel (<i>amaril</i>) voor glas. Het waterhoudende voor het klaren van troebele vloeistoffen, daar het bij bezinking de onreinigheden meevoert. Voor het beitsen van kleurstoffen op goed (zie Al acetat p. 73).
Hygroscopische sublimeerbare stof, die aan vochtige lucht nevels van HClH ₂ O vormt, daar water er hydrolyseerend op werkt: $\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \nearrow$	Als katalysator bij de synthese van <i>Friedel en Crafts</i> . (zie p. 81).
Tamelijk oplosbare stof, die zich gemakkelijk laat omkristalliseeren en aan droge lucht verweert. Vele dergelijke dubbelzouten met 24 aq. worden tot de aluinen gerekend b.v.: <i>ijzeraluin</i> K ₂ SO ₄ . Fe ₂ (SO ₄) ₃ . 24 aq. en <i>chromaluin</i> K ₂ SO ₄ . Cr ₂ (SO ₄) ₃ . 24 aq. (Zie „dubbelzouten” p. 3).	Voor de vorming van Al(OH) ₃ bij het beitsen (z. b.) Voor glanzen en harden van papier. Voor witlooien. Als bloedstelpend middel.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Aluminium-silicaat. Kaolien. $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{SiO}_2 \cdot 2 \text{aq.}$	Onzuiver in leem en klei. Vrij zuiver als <i>kaolien</i> .	Door gloeien van aluminium-oxyde met wisselende hoeveelheden zand kunnen allerlei silicaten kunstmatig verkregen worden.
Tin. Stannium. II, IV, 119. Sn.	Gebonden als tin-dioxyde in <i>tinsteen</i> .	Door reductie van tinsteen met gloeiende koolstof. $\text{SnO}_2 + 2 \text{C} = \text{Sn} + 2 \text{CO} \nearrow$
Stanno-chloride. Tinchloruur. SnCl_2 Stannieten.		Door tin met overmaat zoutzuur te koken (z.b.) De verkregen oplossing vormt aan de lucht op den duur, een onoplosbaar basisch chloride $\text{SnCl}_2(\text{OH})_2$.
Stannosulfide. SnS .		SnS door zwavelwaterstof in een stannozoutoplossing te leiden: $\text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} = \boxed{\text{SnS}} + 2\text{HCl}$ SnS_2 op de zelfde wijze uit een stannizoutoplossing: $\text{SnCl}_4 + 2\text{H}_2\text{S} = \boxed{\text{SnS}_2} + 4\text{HCl}$
Tindioxyde. Stannioxyde. SnO_2 Stannaten.	Als tinsteen (z.b.).	Door verbranden van tin in een overmaat zuurstof. Door een base bij een overmaat van een stannizoutoplossing te voegen en het gevormde <i>hydroxyde</i> te gloeien: $\text{SnCl}_4 + 4\text{KOH} = \boxed{\text{Sn}(\text{OH})_4} + 4\text{KCl}$ Metatinzuur door oxydatie van tin met sterk salpeterzuur.

Eigenschappen.	Toepassing.
Onoplosbare, zeer hoog smeltende stof, die met water sterk plastische eigenschappen verkrijgt. Door gloeien gaat zij over in een steenharde poreuze massa, die door verder gloeien met een weinig van andere metaaloxiden bedekt wordt door een ondoordringbaar <i>glazuur</i> of <i>email</i> b.v. met SnO_2 . <i>Gekristalliseerd</i> wit pletbaar metaal, dat onder 20° overgaat in een <i>amorph</i> grauw poeder (tinpest). Deze omzetting heeft bij tamelijk lage temperatuur eerst met waarneembare snelheid plaats. Beide vormen worden bij lage temperatuur weinig aangetast door H_2O of door zuren, het best door zoutzuur: $\text{Sn} + 2 \text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2 \nearrow$	In de aardewerkfabrieken, pottenbakkerij, porceleinfabricatie, enz. Voor huishoudelijke artikelen. In soldeer met Pb. Voor verpakking in bladtin. (<i>stanniol</i>). In de meeste kopermunten en in bronzen. Voor vertinnen van looden buizen en ijzeren platen (<i>blik</i>).
Oplosbare stof met reducerende eigenschappen (zie HgCl_2 p. 52). Met basen ontstaat eerst een neerslag van het hydroxyde en met een overmaat base een oplosbaar stanniet: $\text{SnCl}_2 + 2\text{KOH} = \boxed{\text{Sn}(\text{OH})_2} + 2\text{KCl}$ $\boxed{\text{Sn}(\text{OH})_2} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ Met veel water ontstaat door hydrolyse het onoplosbare basische chloride: $\text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \boxed{\text{SnOHCl}} + \text{HCl}$ dat door toevoeging van zoutzuur weer in het oplosbare SnCl_2 overgaat.	Reductiemiddel, vooral voor organische verbindingen.
SnS : Zwartbruine onoplosbare stof, die met geel zwavelammonium een zout van <i>stannisulfozuur</i> vormt: $\text{SnS} + (\text{NH}_4)_2\text{S} = (\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3 + (n-2)\text{S}$ Door zuren wordt uit deze oplossing geel <i>stannisulfide</i> neergeslagen: $(\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3 + 2\text{HCl} = \boxed{\text{SnS}_2} + 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} \nearrow$	Het gele <i>stannisulfide</i> wordt als verguldsel gebruikt (museif goud).
Onoplosbare stof, die het anhydride is van een zwak zuur, tinzuur, H_4SnO_4 , waarvan de stannaten zijn afgeleid. $\text{Sn}(\text{OH})_4 + 4\text{KOH} = \text{K}_4\text{SnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ Door waterverlies ontstaat een ander tinzuur H_2SnO_3 , waarvan het natriumzout, Na_2SnO_3 , <i>prepareerzout</i> is. Metatinzuur is veel moeilijker aantastbaar en moet als een allotrope toestand worden opgevat.	Als glazuur- of emailvormend oxyde bij de pottenbakkerij. Prepareerzout dient als beitsmiddel in de kleurstofindustrie.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Lood. <i>Plumbum.</i> II, IV, 207, Pb.	Gebonden als sulfide, <i>loodglans</i> en als carbo- naat, <i>wit looderts</i> .	Door onvolledig roosten van lood- glans en gloeien van het gevormde mengsel van sulfaat, oxyde en sulfide. $\text{PbSO}_4 + \text{PbS} = 2 \text{Pb} + 2 \text{SO}_2 \nearrow$ $2 \text{PbO} + \text{PbS} = 3 \text{Pb} + \text{SO}_2 \nearrow$
<i>Loodoxyde,</i> <i>Loodglit,</i> <i>Massicot,</i> <i>PbO.</i> <i>Plumbieten.</i>		Massicot door oxydatie van ge- smolten lood (z.b.). Is het oxyde zelf ook gesmolten, dan stolt het tot loodglit.
<i>Menie.</i> <i>Pb₃O₄.</i>		Door voorgezette oxydatie van lood bij roodgloei-hitte. $6 \text{PbO} + \text{O}_2 = 2 \text{Pb}_3\text{O}_4$
<i>Looddi(per)-</i> <i>oxyde.</i> <i>PbO₂.</i>		Door menie met salpeterzuur te behandelen; het loodzuur valt uit- een: $\text{Pb}_2\text{O}_4 + 4 \text{HNO}_3 =$ $2 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_4\text{PbO}_4$ $\boxed{\text{PbO}_2} + 2 \text{H}_2\text{O}$
<i>Loodwit.</i> <i>Basisch</i> <i>loodcarbonaat.</i> <i>PbCO₃Pb(OH)₂</i>		Door inwerking van CO ₂ op basisch loodacetaat.
Bismuth. III, 208, Bi.	Gebonden als sulfide, <i>bismuthglans</i> .	Door roosten van het sulfide en reduceeren van het oxyde met gloeiende koolstof.
<i>Bismuthyl-</i> <i>chloride.</i> <i>BiOCl.</i>		Door bismuthchloride in water te brengen: $\text{BiCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \boxed{\text{BiOCl}} + 2 \text{HCl}$

Eigenschappen.	Toepassing.
Blauwachtig zacht metaal, dat zich aan vocht- tige lucht met een beschermend laagje van een basisch carbonaat bedekt en bij smelting met een gele laag PbO, <i>massicot</i> . Door zuren, be- halve salpeterzuur, wordt het weinig aangetast, daar de meeste loodzouten (behalve het nitraat en het acetaat) onoplosbaar zijn en dus een verdere inwerking van het zuur beletten.	In waterleidingbuizen, ha- gel, bekleding der looden ka- mers in zwavelzuurfabrieken. In accumulatoren, en in laag- smeltende legeringen, b.v. lettermetaal.
Gele, of lichtoranje onoplosbare stof, die af- geleid is van de zwakke base Pb(OH) ₂ . Evenals bij Zn, Al en Sn vormt deze met een overmaat eener sterke base zouten, <i>plumbieten</i> b.v. K ₂ PbO ₂ .	Voor de bereiding van het laagsmeltende sterk brekende flintglas (zie p. 41). Als glazuur of email.
Roode onoplosbare stof, die opgevat kan worden als het plumbozout van loodzuur: $\begin{array}{c} \text{Pb} \\ \\ \text{Pb} \\ \\ \text{Pb} \end{array} \begin{array}{c} \text{---O---} \\ \text{---O---} \\ \text{---O---} \end{array} \begin{array}{c} \text{Pb} \\ \text{Pb} \\ \text{Pb} \end{array}$	Als sterk dekkende verf- stof. Voor kit, gemengd met lijnolie.
Donkerbruine onoplosbare stof met sterk oxydeerende eigenschappen, b.v. $2 \text{MnO} + 5 \text{PbO}_2 = 5 \text{PbO} + \text{Mn}_2\text{O}_7$, waarvan de permanganaten zijn afgeleid (zie p. 63).	
Onoplosbare witte stof, die met H ₂ S zwart PbS vormt en in salpeterzuur oplost.	Sterk dekkende witte verf- stof.
Wit hard metaal met vrij laag smeltpunt. Alleen salpeterzuur werkt er op in.	Voor zeer laag smeltende legeringen: <i>Rose</i> : met Pb en Sn. <i>Wood</i> : met Pb en Cd.
Onoplosbare stof, die met zuren oplosbare zouten vormt, maar bij verdunning met water weer neerslaat.	Als geneesmiddel in bis- muthzalf voor huidaandoe- ningen.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Chromium. III, VI, 52. Cr.	Gebonden als ferrochromiet, <i>chromijzersteen</i> FeO. Cr ₂ O ₃ .	Door chromoxyde met aluminium te gloeien: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$
<i>Chroomoxyde</i> Cr ₂ O ₃ .		Door een base bij een chroomzoutoplossing te voegen en het gevormde hydroxyde te gloeien $\text{CrCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Cr(OH)}_3 + 3\text{KCl}$ $2\text{Cr(OH)}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ Door reductie van bichromaten met zwavel: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2\text{O}_3$
<i>Chroomtrioxyde.</i> CrO ₃ .		Door kaliumbichromaat met een overmaat zwavelzuur te behandelen en het gevormde hydraat te drogen in een exsiccator. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{KHSO}_4 + 2\text{CrO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
<i>Chromaten.</i> b.v. K ₂ CrO ₄ . <i>Bichromaten.</i> b.v. K ₂ Cr ₂ O ₇ .		<i>Chromaten</i> : Door chromijzersteen met kalk in een luchtstroom te gloeien. $4\text{FeCr}_2\text{O}_4 + 7\text{O}_2 = 8\text{CrO}_3 + 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $\text{CrO}_3 + \text{CaO} = \text{CaCrO}_4$ Door chromoxyde met salpeter en soda te smelten: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 = 2\text{CrO}_3 + 3\text{KNO}_2$ $\text{CrO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$ <i>Bichromaten</i> : door een overmaat CrO ₃ bij een chromaat te voegen.
Mangaan. II, IV, VI, VII, 55. Mn.	Gebonden als dioxyde, <i>bruinsteen</i> , verontreinigd met ijzerverbindingen en <i>pyrolusiet</i> , dat zuiverder is.	Door gloeien van mangaandioxyde met koolstof of met aluminium. $3\text{MnO}_2 + 4\text{Al} = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}$

Eigenschappen.	Toepassing.
Grauw en zeer hard metaal, dat door zuurstof moeilijk wordt aangetast. Cr ^{III} ionen zijn violet en kunnen complexe groene ionen vormen door hydrolyse der zouten b.v. van <i>chroomaluin</i> : K ₂ SO ₄ , Cr ₂ (SO ₄) ₃ , 24 aq., dat in koud water violet en in warm groen oplost. Cr ^{VI} vormt alleen complexe ionen en wel gele CrO ₄ ionen in de <i>chromaten</i> en oranje Cr ₂ O ₇ ionen in de <i>bichromaten</i> .	Voor harde legeringen met ijzer en koolstof: chroomstaal.
Groene onoplosbare stof. Het hydroxyde geeft met een overmaat eener sterke base oplosbare <i>chromieten</i> , die bij koking hydrolyseeren: $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}_3\text{CrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ Zoo kan men ferrochromiet afgeleid denken van het hypothetische zuur H ₂ Cr ₂ O ₄ , ontstaan uit 2H ₃ CrO ₃ door waterverlies.	Als niet giftige groene verfstof.
Donkerroode, hygroskopische stof, die met water chroomzuur en bichroomzuur vormt: $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$ $2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Als oxydatiemiddel van organische verbindingen (zie adehyden).
<i>Chromaten</i> : <i>Belyg</i> Gele of roode zouten, waarvan die der zware metalen onoplosbaar zijn. De gele alkalichromaten gaan met sterke zuren over in de oranje <i>bichromaten</i> , daar het gevormde trioxyde zich met het CrO ₄ -ion verbindt tot het Cr ₂ O ₇ -ion: $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ Met basen ontstaan weer chromaten. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <i>Belyg</i>	<i>Kaliumchromaat</i> als indicator bij de zilvertitratie (zie p. 19). <i>Loodchromaat</i> als gele verfstof en basisch PbCrO ₄ . PbO als <i>chromaatrood</i> . <i>Kaliumbichromaat</i> als looistof en met zuren als oxydatiemiddel (z.b.)
Roodachtig, hard metaal. Mn ^{II} ionen zijn lichtroze; Mn ^{VI} en Mn ^{VII} komen alleen in complexe negatieve ionen voor en wel in de groene tweewaardige MnO ₄ ionen (<i>manganaten</i>) en in de paarse éénwaardige MnO ₄ ionen (<i>permanganaten</i>).	Als „ferromangaan” met ijzer gebonden voor gesmede voorwerpen.

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
<i>Mangaandi- oxyde.</i> <i>Bruinsteen.</i> MnO_2	Als erts z.b.	Door oxydatie van wit $\text{Mn}(\text{OH})_2$ aan de lucht ontstaan hydraten van MnO_2 (<i>Weldon's slib</i>). Door smelten van mangaanverbindingen met salpeter en soda: $\text{MnO} + 2\text{KNO}_3 = \text{MnO}_3 + 2\text{KNO}_2$ $\text{MnO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{CO}_2 \uparrow$ <i>$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{KMnO}_4$</i>
<i>Manganaten.</i> b.v. K_2MnO_4		Uit manganaten (z. b.). Uit PbO_2 en mangaanzouten (zie p. 59).
IJzer. <i>Ferrum.</i> II, III, 56, Fe.	Vrij als meteorijzer. Gebonden als oxyde, <i>magnetiet</i> (Fe_3O_4), <i>haematiet</i> (Fe_2O_3), <i>ijzeroer</i> (Fe_2O_3 , n. aq), als carbonaat, <i>ijzerspaat</i> (FeCO_3) en als polysulfide, <i>pyriet</i> (FeS_2).	Door gloeien van ferrioxys met koolstof in hoogovens, waarbij het gevormde kooloxyde reduceerend werkt: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightleftharpoons 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2 \uparrow$ Het gevormde <i>gietijzer</i> bevat $\pm 6\%$ koolstof, dat in gesmolten toestand door een luchtstroom ontkoold wordt (<i>Bessemer peer</i>). <i>Smeedijzer</i> bevat $0,5 - 2\%$ koolstof. Door dit uit de smelt snel af te koelen ontstaat een metastabiël mengsel (<i>staal</i>). <i>Week smeedijzer</i> bevat minder dan $0,5\%$ koolstof.
<i>Ferrohydro- xyde.</i> $\text{Fe}(\text{OH})_2$.		Door ferrozoutoplossingen met basen te behandelen. $\text{FeCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$

Eigenschappen.	Toepassing.
Zwartbruine onoplosbare stof met oxydeerende eigenschappen b.v. op halogeenwaterstoffen (zie p. 22). $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \uparrow$ Manganaten zijn groene oplosbare stoffen, die in zure oplossing zichzelf tot permanganaten oxydeeren, onder afscheiding van mangaandioxyde: $\text{H}_2\text{MnO}_4 = \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}$ $2\text{H}_2\text{MnO}_4 + \text{O} = 2\text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	In Leclanchéelementen. Voor de chloorbereiding en de zuurstofbereiding met KClO_3 (zie p. 23) als katalysator. Voor aantoonen van Mn. zouten in de groene slak uit $\text{KNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ smelt.
Paarse oplosbare stoffen, die vooral in zure oplossing sterk oxydeerend werken, b.v. op oxaalzuur (zie p. 78). Met sterk zwavelzuur komt het onbestendige Mn_2O_7 vrij, dat ozon kan afstaan en dus zeer heftig oxydeerend werkt	Voor donkerbeitsen van hout. Bij de reactie van <i>Bayer</i> op de $—\text{C}=\text{C}—$ binding (zie p. 78). In de oxydimetrie (zie p. 19)
Grauwwit, goed magnetiseerbaar metaal, dat zich aan vochtige lucht met een bruin laagje ferrioxys bedekt, dat weinig beschuttend werkt. Fe^{II} ionen zijn lichtgroen en Fe^{III} ionen geelbruin gekleurd. Ruw gietijzer gaat bij $\pm 1000^\circ$ over in <i>grauw gietijzer</i> , dat graphiet bevat. <i>Staal</i> is harder en veerkrachtiger en gaat bij zachte verhitting in smeedijzer over (ontlaten van staal). <i>Week smeedijzer</i> is niet meer te harden. Gloeit men het met koolstof of organische verbindingen, dan wordt het oppervlakkig gehard (cementeeren).	Gietijzer voor sommige gegoten voorwerpen, b.v. versierselen. Smeedijzer voor gesmede voorwerpen, b.v. leidingbuizen, scheepsplaten. Staal voor rails, gewapend beton, messen enz. Week smeedijzer voor electromagneten.
Witte onoplosbare stof, die door oxydatie aan de lucht snel vuilgroen en ten slotte tot bruin $\text{Fe}(\text{OH})_3$ wordt.	

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
<i>Ferrosulfaat.</i> $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ aq.}$		Door ijzer in verdund zwavelzuur op te lossen. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \nearrow$ Door oxydatie van pyriet aan vochtige lucht: $2\text{FeS}_2 + 7\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
<i>Ferrosulfide.</i> <i>Zwavelijzer.</i> FeS		Door ijzer- en zwavelpoeder te verhitten onder hevige warmte-ontwikkeling. Door alkalisulfiden of $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ bij ferrozouten of bij ferrizouten te voegen (de laatste worden eerst gereduceerd onder zwavelafscheiding): $2\text{FeCl}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} = 2 \boxed{\text{FeS}} + \boxed{\text{S}} + 6\text{NH}_4\text{Cl}$
<i>Ferrioxjde.</i> <i>Ijzeroest.</i> Fe_2O_3 <i>Ferraten.</i>	Gebonden met water, als <i>ijzeroer</i> in vochtige bodemsoorten of droog als <i>bruinijzersteen</i> en als het roode <i>haematiet</i> , of <i>doodekop</i> .	Door oxydatie van ijzer aan de lucht. Door ferrizouten met een base te behandelen en het gevormde hydraat te gloeien: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KOH} = \boxed{\text{Fe(OH)}_3} + 3\text{KCl}$
<i>Ferrichloride.</i> $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{ aq.}$		Door een overmaat van chloor op ijzer te laten inwerken ontstaat waterdij FeCl_3 , dat door sublimatie te zuiveren is. Door ferrioxjde in zoutzuur op te lossen en dan in te dampen ontstaan hydraten van FeCl_3 , die bij verhitting hydrolyseeren: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightleftharpoons 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
<i>Ferrosulfooperferraat.</i> <i>Ijzerpyriet</i> $\text{Fe} \cdot \text{FeS}_4$ of FeS_2	Als <i>pyriet</i> , o. a. in steenkool.	

Eigenschappen.	Toepassing.
Lichtgroene oplosbare stof, die zich aan vochtige lucht of door koken met zuurstofhoudend water oxydeert tot bruin. onoplosbaar basisch ferrisulfaat: $4\text{FeSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4 \boxed{\text{FeOHSO}_4}$ Op salpeterzuur werkt het reduceerend en het gevormde NO lost met donkerbruine kleur in een overmaat FeSO_4 op („ringreactie“): $6\text{FeSO}_4 + 2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{NO} \nearrow + 4\text{H}_2\text{O}$	Voor het aantonen van nitraten met sterk zwavelzuur (z. n.). Voor de inktbereiding: Het ferrozout van galluszuur (zie p. 85) oxydeert zich in basisch milieu tot het zwarte ferrizout hiervan.
Zwarte onoplosbare stof, die door sterke zuren wordt aangetast onder zwavelwaterstofontwikkeling, daar FeS nog genoeg S ionen levert om met de H ionen van het zuur moleculen H_2S te vormen (zie p. 12): $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \nearrow$	Voor de bereiding van zwavelwaterstof.
Roodbruine onoplosbare stof, afgeleid van een zeer onbestendig zuur $\text{H}_2\text{Fe}_2\text{O}_4$, waarvan eenige zouten, <i>ferraten</i> , bekend zijn, b.v. het ferrozout $\text{Fe} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_4$, <i>magneetijzersteen</i> . De hydraten van Fe_2O_3 vormen vrij bestendige colloïdale oplossingen.	Voor ijzer- en staalbereiding. De roode vormen als verfstof. Als geneesmiddel voor bloedarmoede in „staalwater“, dat ook eiwitstoffen bevat.
Geelbruine, sterk oplosbare stof, die oxyderend kan werken, b.v. $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl} + \boxed{\text{S}}$ Met ferrocyaanalium (zie p. 76) geeft het, evenals andere ferrizouten, <i>Berlijnsch blauw</i> en met rhodaanzouten (zie p. 76) een bloedroode verkleuring.	Als bloedstelpend middel. Voor de bereiding van Berlijnsch blauw.
Goudglanzende onoplosbare stof, afgeleid van het sulfozuur H_2FeS_4 , waarin ijzer zeswaardig is.	Voor de bereiding van zwaveldioxyde in de zwavelzuurfabriek (zie p. 30).

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
Cobalt. II, 59, Co.	Gebonden als sulfide, met arsenicum en nikkel, <i>cobaltglans</i> .	Door roosten van het sulfide te reduceeren van het gevormde oxyde met waterstof.
<i>Cobaltoxyde</i> CoO.		Door een base bij cobaltzoutoplossingen te voegen en het gevormde blauwe basische zout te verhitten waarbij eerst het roode hydroxyd ontstaat en dan het groene oxyde.
<i>Cobaltsulfide.</i> CoS.		Door cobaltzoutoplossingen met zwavelammonium te behandelen.
Nikkel. II, 59, Ni.	Gebonden als silicaat met magnesium, <i>garnieriet</i> en als sulfide met cobalt en arsenicum (z.b.)	Door het silicaat met kalk te gloeien wordt NiO vrij gemaakt dat in hoogovens evenals Fe ₂ O ₃ gereduceerd wordt (zie p. 62).
<i>Nikkeloxyde.</i> NiO		Door een base bij een nikkelzoutoplossing te voegen en het gevormde lichtgroene hydraat te gloeien.
<i>Nikkelsulfide</i> NiS.		Door nikkelzoutoplossingen met zwavelammonium te behandelen.
Koper. <i>Cuprum.</i> I, II, 63.5, Cu.	Vrij tusschen kwarts, <i>gedegen</i> . Gebonden als sulfide met FeS ₂ , <i>koperkies</i> , als <i>cupro-oxyde</i> of <i>rood kopererts</i> en als basisch carbonaat, <i>malachiet</i> .	Door roosten van het sulfide Cu ₂ S en het gevormde oxyde Cu ₂ O met waterstof te reduceeren of lang electrolytischen weg met CuSO ₄ als electrolyt het koper aan de negatieve electrode af te scheiden.
<i>Cuproverbindingen</i> b.v. Cu ₂ O. CuCl.	Cupro-oxyde als erts (z.b.).	Door reductie van cuprerverbindingen in alkalisch milieu (zie <i>Fehlings</i> proefvocht p. 79), ontstaat Cu ₂ O en in zuur milieu de cuprozouten (z. n.).
<i>Cuprioxyde.</i> CuO		Door oxydatie van verhit koper aan de lucht.
<i>Cuprichloride</i> Cu Cl ₂ . 2 aq.		Door een base bij een cuprizoutoplossing te voegen en het gevormde blauwe hydraat te verhitten.

Eigenschappen.	Toepassing.
Roodachtig wit metaal, dat door zuren, behalve HNO ₃ , moeilijk wordt aangetast. De watervrije zouten zijn blauw, doch de ionen zijn rood, dus ook de verdunde oplossingen.	Voor de bereiding van blauw cobaltglas, dat in fijn verdeelden toestand als blauw sel dienst doet in wasscherijen.
Groene onoplosbare stof, die met zuren cobaltzouten vormt, b.v. met kiezelzuur bij gloeiing het donkerblauwe silicaat. (Zie glas p. 41). $\text{CoO} + \text{SiO}_2 = \text{CoSiO}_3$. Met borax gesmolten vormt zich een blauw boraat (boraxparelreactie).	
Zwarte onoplosbare stof, die door verdunde zuren <i>niet</i> wordt aangetast, hoewel zij zich in zure oplossing niet vormt.	
Zilverwit metaal, dat aan vochtige lucht of door verdunde zuren, behalve HNO ₃ , slechts langzaam wordt aangetast. De ionen zijn groen en kunnen met NH ₄ ionen complexe blauwe ionen vormen.	In het zeer harde nikkelstaal. Voor vernikkelen van onedele metalen. Als muntmateriaal. Als katalysator bij vele gasreacties.
Geelgroene onoplosbare stof, die met zuren groene nikkelzouten vormt.	
Zwarte onoplosbare stof, die door verdunde zuren <i>niet</i> wordt aangetast, hoewel zij zich in zure oplossing niet vormt.	
Roodglanzend taai metaal met groot geleidingsvermogen. In vochtige lucht bedekt het zich langzaam met een groen basisch carbonaat (<i>kopergroen</i>). Door verdunde zuren, behalve HNO ₃ (zie p. 27) wordt het niet aangetast, wel door sterk H ₂ SO ₄ bij verwarming (zie SO ₂ p. 30). Cu ^{II} ionen zijn blauw en geven met NH ₄ ionen complexe sterk azuurblauwe ionen.	Voor geleidingsdraad, waterketels, machinedeelen, enz. In legeringen met zink, <i>messing</i> , voor vele instrumenten, en met tin en zink, <i>brons</i> , voor klokken, munten, enz.
Cu ₂ O is een roode onoplosbare stof, die door zuren niet wordt aangetast. CuCl en CuJ zijn witte onoplosbare stoffen. $2\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} =$ $2\text{CuCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$	CuCl in ammoniakale oplossing als reagens op acetyleen, waarmee het roode Cu ₂ C ₂ neerslaat (zie p. 77).
Zwarte onoplosbare stof, die met zuren cuprizouten levert, b.v. met zoutzuur het groene CuCl ₂ 2 aq, dat bij verhitting bruin CuCl ₂ levert. De verdunde oplossing is blauw.	Als zuurstofoverdrager op organische stoffen. (zie elementairanalyse p. 16).

Naam.	Voorkomen.	Bereiding.
<i>Cuprisulfaat.</i> <i>Kopervitriool.</i> $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ aq.}$		Door langzame roosting van cupri-sulfide met lucht. Door koper met sterk zwavelzuur te verhitten (zie SO_2 p. 30).
Zilver. <i>Argentum.</i> I, 108, Ag. <i>Zilverzouten</i>	Vrij, vooral in legeringen met goud. Gebonden als sulfide, <i>zilverglans</i> , naast loodglans.	Door roosten van het sulfide tot het sulfaat, waaruit met keukenzout het chloride ontstaat. Onedele metalen, b.v. zink, maken hieruit bij verhitting het zilver vrij. — Het gesmolten ruwe lood, uit loodglans verkregen, kan eerst door kristallisatie van zuiver lood geconcentreerd worden tot het eutectisch mengsel. De rest lood wordt door oxydatie van het zilver gescheiden („afgedreven”).
<i>Zilveroxyde.</i> $\text{Ag}_2\text{O}.$		Door basen bij zilverzoutoplossingen te voegen: $2\text{AgNO}_3 + 2\text{KOH} =$ $\boxed{\text{Ag}_2\text{O}} + 2 \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$
<i>Halogeen-zilverzouten,</i> AgCl, AgBr. AgJ.		Door halogeenionen bij een oplossing van zilvernitraat (<i>helsche steen</i>) te voegen: $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \boxed{\text{AgCl}} + \text{HNO}_3$
Goud. <i>Aurum.</i> I, III, 197, Au.	Vrij steeds in kleine hoeveelheden b.v. als <i>rijsgoud</i> in kwartsen en <i>slibgoud</i> in rivierslib.	Door de fijngemalen ertsen met kwik te behandelen en uit het gevormde amalgama kwik af te distilleeren. Door de ertsen met cyaankaliumoplossing te behandelen en de oplossing van het complexe cyanide $\text{KAu}(\text{CN})_2$ electrolytisch te ontleden, waarbij het goud zich aan de negatieve electrode afzet.
Platina. II, IV, 195, Pt.	Vrij, in zeer zeldzame legeringen met andere edele en zeldzame metalen, b.v. <i>iridium</i> en <i>osmium</i> .	Door de ertsen met koningswater (zie p. 23) te behandelen en uit de verkregen oplossing met salmiak het complexe zout $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$ neer te slaan. Bij gloeiing levert dit een poreuze massa (<i>platinaspons</i>), die door smelting in het gewone platina kan overgaan.

Eigenschappen.	Toepassing.
Blauwe oplosbare stof, die bij verhitting overgaat in wit CuSO_4 . Met H_2S ontstaat zwart onoplosbaar CuS , dat door kokend HNO_3 als nitraat oplost.	In het <i>Daniell</i> -element. Met kalk als desinfectiemiddel voor vruchtboomen. Als katalysator bij het <i>Deacon</i> -proces (zie p. 22).
Wit glanzend metaal, dat door zuurstof of door zuren, behalve HNO_3 en H_2S , niet wordt aangetast. $2 \text{Ag} + 4 \text{HNO}_3 = 2 \text{AgNO}_3 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}.$ Het gele fosphaat Ag_3PO_4 en het roode chromaat Ag_2CrO_4 slaan in neutrale oplossing neer. Beide lossen zoowel in HNO_3 als in NH_4OH op.	In legeringen met koper voor sieraden en als muntmateriaal. Voor zilver spiegels. (z.o.) AgNO_3 als „helsche steen” voor wegbranden van gezwel-len. Ag_2CrO_4 bij titratie van zilverzouten (zie p. 19).
Bruinzwarte onoplosbare stof, die bij sterke verhitting zuurstof afstaat. Met ammoniak vormen zich oplosbare verbindingen, die het complexe ion $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2$ bevatten, waaruit door reductie het zilver zich als een spiegel afzet (zie aldehyden p. 72).	Voor fotografische platen (AgBr) en afdrukpapieren (AgCl en AgBr).
Onoplosbare, lichtgevoelige stoffen. AgCl is wit en oplosbaar in ammoniak. AgBr is lichtgeel en weinig oplosbaar in ammoniak. AgJ is geel en onoplosbaar in ammoniak.	In legeringen met zilver voor sieraden en als muntmateriaal. In kleurbaden voor photographische papieren als HAuCl_4 .
Geelrood metaal, dat noch door zuurstof, noch door zuren wordt aangetast. Met koningswater (zie p. 23) ontstaat een goudzuur HAuCl_4 dat bij zwakke verhitting HCl verliest en het geelbruine chloride AuCl_3 levert. Door reductie van verdunde HAuCl_4 oplossingen b.v. met FeSO_4 ontstaan groene of paarse colloïdale goudoplossingen.	Als kroezen materiaal. Voor draad, dat in glas, b.v. van gloeilampen, kan worden ingesmolten. Als platinaspons voor vele gasreacties (zie katalyse p. 8). In kleurbaden voor photographische papieren als H_2PtCl_6 .
Wit metaal dat noch door zuurstof, noch door zuren wordt aangetast. Met koningswater ontstaat het complexe <i>platinachloorwaterstof-zuur</i> H_2PtCl_6 , waarvan het kalium- en het ammoniumzout onoplosbaar is (z. n.). Door zwakke verhitting verliest het zuur 2HCl en levert het geelbruine chloride PtCl_4 , welke oplossing door reductie in een donkerbruine colloïdale platinaoplossing overgaat.	

ORGANISCHE VERBINDINGEN.

Aliphatische verbindingen (zonder gesloten koolstofketen).

$C_nH_{2n} + 2$ **Verzadigde koolwaterstoffen (paraffinen).** Enkele termen:
 CH_4 methaan, C_2H_6 aethaan, C_3H_8 propaan, $CH_3 \cdot CH_3 \cdot CH_3$ normaal butaan, $CH_3 \cdot CH \cdot CH_3$ isobutaan.

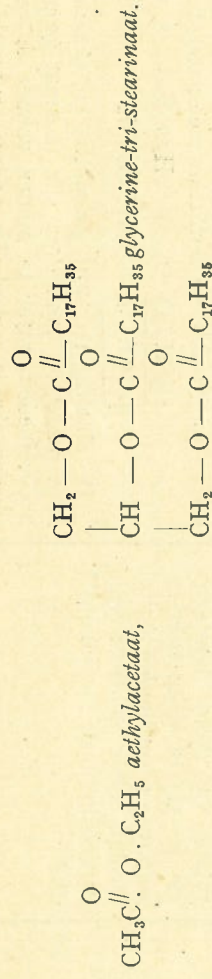
Voorkomen.	Bereiding.	Eigenschappen.	Toepassing.
Lagere termen in het <i>lichtgas</i> en in bodemgassen. Hoogere termen in <i>petroleum</i> .	Door verhitting van vetzure zouten met basen in drogen toestand ontstaan de lagere termen met één C atoom minder dan het zout bevat: (R stelt een éénwaardig organisch radicaal, of <i>alkylgroep</i> voor, b.v. CH_3 methyl. C_2H_5 aethyl, enz.). $R \cdot COONa + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + R \cdot H \uparrow$ De hoogere termen kunnen ontstaan door alkylchloriden met natrium te verhitten (<i>Fittig's</i> synthese). $R \cdot Cl + R'Cl + 2Na \rightarrow 2NaCl + R \cdot R'$	Lagere termen (CH_4 tot C_6H_{14}) zijn gassen, hoogere zijn vloeistoffen (in <i>benzine</i> , <i>petroleum</i> en <i>paraffinolie</i>) of vaste stoffen (in <i>paraffine</i>). Het zijn onoplosbare, brandbare, overigens moeilijk oxydeerbare stoffen. De waterstofatomen kunnen stuk voor stuk vervangen worden door chloor, wanneer men chloorgas in zonlicht laat inwerken: $R \cdot H + Cl_2 \rightarrow R \cdot Cl + HCl \uparrow$ Zoo ontstaan uit methaan met chloor: CH_3Cl methylchloride, CH_2Cl_2 methyleenchloride, $CHCl_3$ chloroform, CCl_4 Tetrachloorkoolstof.	<i>Lichtgas</i> en <i>petroleum</i> voor verlichting en verwarming. <i>Paraffinolie</i> als smeermiddel. <i>Vaseline</i> als beschutting van metalen en leer tegen de inwerking van water. <i>Paraffine</i> voor afsluiten van de lucht en dichten van kurk, voor insmelten van anatomische preparaten en voor electrische isolatie.

$C_nH_{2n} + 10H$ **éénwaardige, $C_nH_{2n}(OH)_2$ tweewaardige, enz. verzadigde alcoholen.**

CH_3OH methylalcohol, C_2H_5OH aethyl-, $CH_3 \cdot CH_2 \cdot CH_2OH$ primaire propyl-, $CH_3 \cdot CHOH \cdot CH_3$ secundaire propyl-, $CH_3 \cdot \dot{C} \cdot CH_3$ tertiaire butyl-, $CH_3OH \cdot CH_2OH$ glycol $CH_2OH \cdot CHOH \cdot CH_2OH$ glycerine, $C_6H_5(OH)$ manniet.

Voorkomen.	Bereiding.	Eigenschappen.	Toepassing.
<i>Methyl alcohol</i> in „houtgeest“ <i>Aethyl alcohol</i> in gegiste vruchtensappen. <i>Manniet</i> in enkele plantensappen (<i>Manna</i>).	Door inwerking van alkylchloriden op basen: $R \cdot Cl + NaOH \rightarrow NaCl + R \cdot OH$ Door verzeeping van esters met water onder den katalytischen invloed van H- of van OH-ionen (deze laatste werken sneller, daar zij het bij de verzeeping gevormde zuur aan de reactie onttrekken): $R \cdot COOR' + H_2O \rightarrow R \cdot COOH + R' \cdot OH$ Technisch wordt op deze wijze <i>glycerine</i> bereid uit vetten (zie p. 74). <i>Aethylalcohol</i> wordt technisch door fermentwerking (p. 90) op zetmeel bereid, waarbij de <i>diastase</i> eerst maltose en glucose (zie p. 80) en daarna de <i>zymase</i> alcohol en kooldioxyde uit glucose laat ontstaan: $(C_6H_{10}O_5)_n + n H_2O \rightarrow n C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2n C_2H_5OH + 2n CO_2 \uparrow$ <i>Methylalcohol</i> wordt technisch bereid door droge distillatie van hout. Het vloeibare distillaat wordt met een overmaat kalk gedistilleerd waardoor de zuren gebonden worden en de ruwe „methyl“ overgaat. (houtgeest).	Behalve manniet, dat vast is, zijn het neutraal reagerende vloeistoffen, die met water mengbaar zijn. Door alkalimetalen ontstaan oplosbare <i>alcoholaten</i> , waarbij het H-atoom, dat aan zuurstof gebonden was, door metaal vervangen is: $2R \cdot OH + 2Na \rightarrow 2R \cdot ONa + H_2 \uparrow$ Met phosphorhalogeenvverbindingen ontstaan alkylhalogenen: $ROH + PCl_3 \rightarrow R \cdot Cl + POCl_3 + HCl \uparrow$ $3ROH + PBr_3 \rightarrow 3R \cdot Br + H_3PO_3$ <i>Primaire</i> — geven door oxydatie eerst een <i>aldehyde</i> en daarna een <i>zuur</i> met evenveel C-atomen: $R \cdot CH_2OH + O \rightarrow R \cdot \overset{O}{\underset{ }{C}} \cdot H + H_2O$ $R \cdot \overset{O}{\underset{ }{C}} \cdot H + O \rightarrow R \cdot \overset{O}{\underset{ }{C}} \cdot OH$ <i>Secundaire</i> — geven bij oxydatie eerst een keton en daarna twee zuren, elk met minder C. $R \cdot CHOH \cdot R' + O \rightarrow R \cdot \overset{O}{\underset{ }{C}} \cdot R' + H_2O$ <i>Tertiaire</i> — geven bij oxydatie slechts twee zuren, elk met minder C. <i>Meerwaardige</i> — geven bij oxydatie eerst oxyaldehyden, dan oxyzuren en ten slotte meerbasische zuren, b.v. uit <i>glycol</i> : $CH_2OH \cdot CH_2OH + O \rightarrow CH_2OH \cdot \overset{O}{\underset{ }{C}} \cdot H$ en verder $CH_2OH \cdot COOH$ en ten slotte $COOH \cdot COOH$ (<i>oxaalzuur</i>). en uit <i>glycerine</i> een suiker (zie p. 80) de <i>glycerose</i> $C \overset{O}{\underset{ }{-}} H \cdot CHOH \cdot CH_2OH$.	<i>Methylalcohol</i> als verhitings- en reinigingsmiddel in <i>brand-spiritus</i> (gedenatureerde aethylalcohol). <i>Aethylalcohol</i> als genotmiddel in bier (3—4%), wijn (8—12%) en „gedistilleerde dranken“ (50—60%). Verder als conserveeringsmiddel voor anatomische preparaten en voor de aetherbereiding (zie p. 74). <i>Glycerine</i> voor de huidverzorging, als afsluitvloeistof voor gasmeters en voor de bereiding van <i>nitroglycerine</i> , dat men als een nitraat moet beschouwen: H_2CONO_2 $HCONO_2$ H_2CONO_2 Met infusoriënarde vermengd levert dit <i>dynamiet</i> en met collodion (zie p. 80) vermengd <i>spring-gelatine</i> , beide hevige explosiemiddelen.

$\text{R} \cdot \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O} - \text{R}'$ **Esters van verzadigde organische zuren.**



Voorkomen.

De glycerine-esters der hogere vetzuren in plantaardige en dierlijke *vetten*.
De lagere termen door inwerking van alcoholen op zuren. Om de estervorming zoo volledig mogelijk te doen plaats hebben, voegt men water onttrekkende stoffen, b.v. H_2SO_4 of HCl gas, toe (zie p. 71). Hogere termen door inwerking van alcoholen op zuurchloriden (zie p. 73).

Bereiding.

Lagere termen zijn weinig oplosbare vloeistoffen met aangename reuk. Door verdunde zuren of basen worden zij verzeept (zie p. 71). De hogere termen, afgeleid van glycerine, zijn onoplosbare vaste stoffen (*vetten*), die veel moeilijker verzeept worden, maar toch bij verhitting met sterke basen of zuren of met oververhitten waterdamp, glycerine en het vetzuur (*zout*) geven.

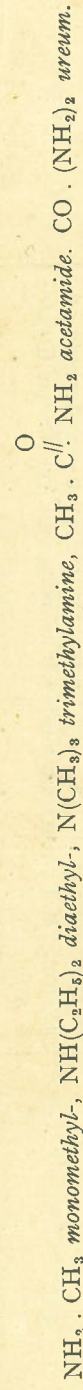
Eigenschappen.

Toepassing.

Aethylacetaat als oplosmiddel, o.a. voor nitrocellulose van films. *Vetten* als voedings- en smeermiddelen. Voor de bereiding van zeep, kaarsen en glycerine.

74

$\text{NH}_2 \cdot \text{R}$ primaire-, NHRR' secundaire-, $\text{NRR}'\text{R}''$ tertiaire Aminen, $\text{R} \cdot \text{CO} \cdot \text{NH}_2$ Zuuramiden.

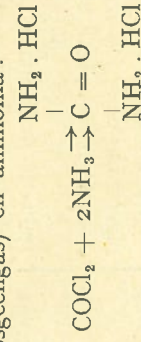


Voorkomen.

Methylaminen in rottende organismen, vooral vischsoorten. Hogere termen in de lijkengiften (*ptomainen*). *Acetamide* in excrementen van vele dieren. *Ureum* in urine.

Bereiding.

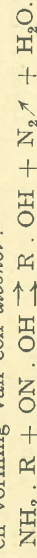
Aminen uit alkylchloriden en ammonia en destillatie van het gevormde zout met een base:
 $\text{R} \cdot \text{Cl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_2 \cdot \text{R} \cdot \text{HCl}$
Evenzoo kunnen de beide andere H-atomen door R vervangen worden.
 $2 \text{RCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NHR}_2 + 2 \text{HCl}$
 $3 \text{RCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NR}_3 + 3 \text{HCl}$
Door reductie van cyaniden ontstaan primaire aminen:
 $\text{R} \cdot \text{CN} + 4\text{H} \rightarrow \text{R} \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{NH}_2$
Zuuramiden uit zuurchloriden en ammonia, b.v. *ureum* (het amide van koolzuur) uit koolstofoxychloride (phosgeengas) en ammonia:



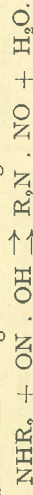
Eigenschappen.

De lagere termen der *aminen* zijn sterk oplosbare gassen, die met water sterke basen vormen en met zuren vaste oplosbare zouten.

Primaire aminen geven met salpeterigzuur een stikstofontwikkeling en vorming van een *alcohol*:



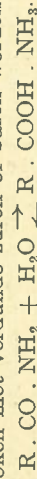
Secundaire aminen geven olieachtige *nitrosaminen*:



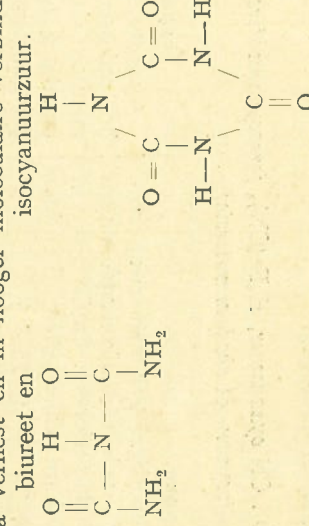
Tertiaire aminen werken er niet op in.

Zuuramiden zijn zeer zwakke basen, die lakmoes niet blauwkleuren, maar met sterke zuren toch zouten kunnen vormen.

Door koken met verdunde zuren of basen worden zij verzeept:



Ureum is een vaste oplosbare stof, die door droge verhitting ammonia verliest en in hooger moleculaire verbindingen overgaat:



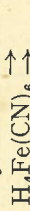
75

RCN Nitrilen en andere Cyaanverbindingen.

HCN blauwzuur, $\text{CH}_3 \cdot \text{CN}$ methylcyanide of acetoniitril, $\text{HO} \cdot \text{CN}$ cyaanzuur, $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ ferrocyaanwaterstof $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ ferricyaanwaterstof, HCNS sulfocyaan- of rhodaanwaterstof.

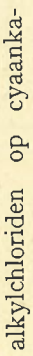
Bereiding.

Blauwzuur door verhitting van ferrocyaanwaterstof:

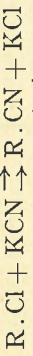


Nitrilen door inwerking van alkylchloriden op cyaan-

kali:



Cyanaten door oxydatie van cyaanalkali b.v. met menie:

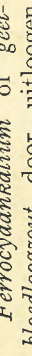


Ferrocyaanalkali of geel-

bloedloozout door uitloogen der zuiveringskisten van de lichtgasfabriek.

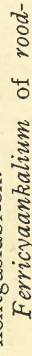
Ferricyaanalkali of rood-

bloedloozout door oxydatie van geel — bv.:



Rhodaanalkali door koken van een cyaanalkali oplos-

sing met zwavel

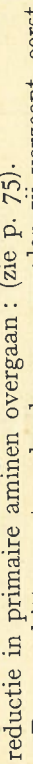


Eigenschappen.

Blauwzuur is een zeer giftig, oplosbaar gas met zwak zure eigenschappen. De zouten geven in vele metaalzoutoplossingen negatieve complexe ionen b.v. met koperionen: $\text{Cu}(\text{CN})_2$ ionen.

Nitrilen zijn olieachtige onoplosbare vloeistoffen, die door reductie in primaire aminen overgaan: (zie p. 75).

Door verhitten met verdunde zuren worden zij verzeept, eerst tot zuuramiden en daarna tot zuren (zie p. 75).



Cyaanzuur is zeer onbestendig: $\text{HCNO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NH}_3$

Cyanaten der alkalimetalen zijn oplosbare bestendige zouten.

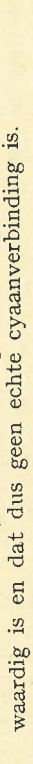
Ammoniumcyanat gaat bij verhitting over in het isomeer ureum, *Knalkwik* is het explosieve kwikzout van het isomeer knal-

zuur $\text{C} = \text{N} \cdot \text{OH}$, een der weinige verbindingen, waarin C twee-

waardig is en dat dus geen echte cyaanverbinding is.

Geelbloedloozout is het oplosbare gele kaliumzout van het onbestendige zuur ferrocyaanwaterstof. Bij verhitting ontstaat cyaan-

kalium, een mengsel van ijzer, koolstof en stikstof:



Met ferrizouten ontstaat Berlijnsch blauw (zie p. 65).

Roodbloedloozout is het roode zout (dat echter geel oplost) van het onbestendige zuur ferricyaanwaterstof $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$. Het werkt zwak oxydeerend, zoodat met ferrozouten een dergelijk blauw neerslag (Turnbullsblauw) ontstaat als Berlijnsch blauw.

Met ferrizouten treedt een groene verkleuring op.

Rhodaanalkali is het oplosbare zout van het onbestendige sulfocyaanzuur HCNS . Met ferrizouten ontstaat een sterke rood-

kleuring. Met zilverzouten een wit neerslag van AgCNS (zie titratie p. 19).

Toepassing.

Cyaanalkali voor het oplossen van edele metalen uit de erts (zie Au p. 68) en bij de galvanostegie.

Nitrilen als tusschen-trap bij de synthese van verbindingen met een hooger aantal C. atomen (cyaanhydrinesynthese).

Knalkwik als inleidend explosiemiddel voor nitrocellulose, in percussiedopjes.

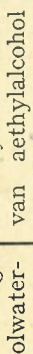
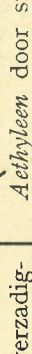
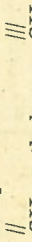
Geelbloedloozout

voor de bereiding van Berlijnsch blauw.

Rhodaanalkali bij zilvertitraties en voor de herkenning van ferrizouten.

76

Stoffen met meervoudige binding tusschen de C-atomen (onverzadigde verbindingen).



Voorkomen.

Onverzadigde koolwater- of olefinen in lichtgas.

Esters van allylalcohol in knoflook en mosterd.

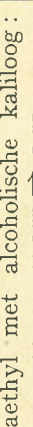
Glycerine-esters van olie- en plant- aardige oliën.

Bereiding.

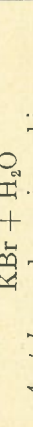
Aethyleen door sterke verhitting van aethylalcohol met overmaat sterk zwavelzuur:



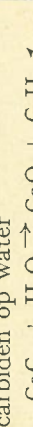
Door verhitting van halogeenaethyl met alcoholische kaliloog:



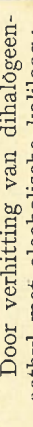
Aethyleen door inwerking van carbidene op water



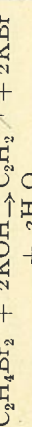
Door verhitting van dihalogeenaethyl met alcoholische kaliloog:



Allylalcohol door destillatie van glycerine met oxaalzuur:



Acroleïne door wateronttrekking aan glycerine, b.v. met $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, kaliumbisulfaat:



Oliezuur door verzeeping van olie met basen en aanzuren van het gevormde oleaat (zie p. 58).

Eigenschappen.

Onverzadigde verbindingen addeeren halogenen (ontkleuren bromwater), b.v.



Zij geven met alkalisch permanganaat een neerslag van mangaandioxyde en worden dan tot tweewaardige alcoholen geoxydeerd, b.v.



Aethyleen en acetyleen zijn onoplosbare gasen, die met sterk lichtgevende vlam kunnen branden. Het laatste is endotherm en kan aanleiding geven tot hevige ontploffingen. Met complexe cupro-ammonium zouten geeft acetyleen een roode neerslag van een kopercarbide Cu_2C_2 , dat reeds door een schok kan exploderen.

Allylalcohol is een traanverwekkende oplosbare vloeistof, die door oxydatie met alkalisch permanganaat overgaat in glycerine, en met chroomzuur in het aldehyde *acroleïne*, een zeer scherp ruikende en laag kokende vloeistof.

Oliezuur is een onoplosb. dik vloeibare stof met zwak zure eigenschappen. Het kaliumzout is een weeke basisch reagerende stof (*weeke zeep*).

Door oxydatie, b.v. met menie, gaat het in een hard mengsel van oxyzuren en loodoxide over. Door reductie met waterstof in staat van wording levert het stearinezuur. Evenzoo gedraagt zich de glycerine-ester, *olie*, die b.v. bij reductie een vast vet levert. Het loodoleaat is oplosbaar, ook in aether.

Toepassing.

Acetyleen voor verlichting in „carbidelampen”.

Kalium-oleaat als sterk basische zeep, die gewoonlijk geel of groen is gekleurd door bijmengsels.

Lood-oleaat in loodpleisters.

Olie als genot- en voedingsmiddel en als brandstof. Voor de kunstmatige bereiding van harde vetten door reductie. In metaalkit met menie.

77

Polyhalogeenvoerbindingen en meerbasische zuren.

CHCl₃ chloroform, CHJ₃ jodoform, CCl₄ tetrachloorkoolstof, COOH . COOH oxalzuur - wil loel gepakkeby lopi H₂O
COOH . CH₂ . COOH malonzuur, COOH . CH₂ . CH₂ . COOH barnsteenzuur.

Voorkomen.

Meerbasische zuren en hun calciumzouten in vele planten.

Bereiding.

Polyhalogeenvoerbindingen door inwerking van halogenen (behalve jodium) op koolwaterstoffen in het zonlicht b.v. : (zie p. 70).

Technisch worden chloroform en jodoform bereid door aethylalcohol op de halogenen in basisch milieu te laten inwerken (b.v. met chloorkalk).

Hierbij ontstaan eerst gehalogeneerde aldehyden (b.v. chloraal),
C₂H₃OH + 3Cl₂ + O →

CCl₃C// Cl + H₂O + 3HCl
die met basen een formaat en het gezochte product leveren :

2CCl₃C// H + Ca(OH)₂ →
Ca(HCOO)₂ + 2CHCl₃.

Meerbasische zuren door voortgezette oxydatie van meerwaardige alcoholen CH₂OH . CH₂OH + 4O → COOH . COOH + 2H₂O.

Technisch worden oxalaten bereid (door uitloogen van zemelen met basen of) door verhitting van formaten (zie p. 73).

Formaten: C₂H₃OH + 3Cl₂ + O → CCl₃C// Cl + H₂O + 3HCl
die met basen een formaat en het gezochte product leveren :

Toepassing.

Chloroform als narcose- en als oplosmiddel.
Jodoform als antisepticum.

Tetrachloorkoolstof als extractiemiddel van vetten
Zuringzout voor het verwijderen van roest- en van inktvlekken, bleeken van stroo.

Ferro-kaliumoxalaat als photographische ontwikkelbaar.

Oxalzuur en barnsteenzuur voor het stellen van titerevloeistoffen (zie p. 18).

Eigenschappen.

Chloroform en tetrachloorkoolstof zijn zware onoplosbare vloeistoffen, die niet brandbaar zijn. Jodoform is een weinig oplosbare gele vaste stof, met karakteristieke reuk (reactie op aethylalcohol door verhitting met J en NaOH).

Meerbasische zuren zijn oplosbare vaste stoffen, die bij verhitting CO₂ verliezen, zoodat men verbindingen krijgt met een C atoom minder, dan het oorspronkelijke zuur b.v. :

CH₂(COOH)₂ → CO₂ ↑ + CH₂ . COOH

Oxalzuur of zuringzuur kristalliseert met twee aq. en gaat bij verhitting boven het smelpunt of gemakkelijker met sterk zwavelzuur over in CO₂ en migrenzuur, dat zich weer splitst in CO en H₂O.

De oxalaten, behalve die der alkalimetalen, zijn onoplosbaar. Zuur kaliumoxalaat (zuringzout) vormt met ferro- en met ferrioxylde oplosbare dubbelzouten.

In malonzuur esters is de waterstof, die aan het middelste C atoom gebonden is, vervangbaar door alkalimetalen. De aldus verkregen verbindingen werken op alkylchloriden in, zoodat het zout en een nieuwe alkylverbinding ontstaat b.v.

COOR H-C-Na + R'Cl → NaCl + H-C-R' COOR COOR

COOR H-C-Na + R'Cl → NaCl + H-C-R' COOR COOR

Verbindingen, die behalve de hydroxyl- ook nog de carboxylgroep - COOH bevatten (oxyzuren).

OH
CH₂ . CH₂ . COOH inactief melkzuur (β. oxypropionzuur), CH₃ . CH . COOH actief melkzuur (α. oxypropionzuur).

COOH . CH . CH₂ . COOH appelzuren COOH . (CH . OH)₂ . COOH actieve wijnsteenzuren en anti-wijnsteenzuur.
(COOH . CH₂ . C . OH . CH₂ . COOH citroenzuren.)

Voorkomen.

Melkzuren in de lichaams-sappen van dieren.

Wijnsteenzuren in vele vruchtensappen, kaliumbitartraat of wijnsteen in de wijnkuip na de gisting.

Appelzuur in onrijp ooft.

Citroenzuur in citroenen en andere sterk zure vruchten.

Bereiding.

Door melkzure gisting van suikers met een bacterie, die o.a. in rottende kaas voorkomt of door de cyaanhydrinesynthese uit acetaldehyde en blauwzuur (zie p. 72) ontstaat het inactieve racemische mengsel der actieve melkzuren. De afzondering van een der beide bestanddeelen kan geschieden door enzymwerking, waarbij één der zuren wordt ontleed.

Door de wijnsteen met kalk in het onoplosbare calciumtartraat om te zetten en dit met verdund zwavelzuur te behandelen, bereidt men het inactieve racemische mengsel van α. en l. wijnsteenzuur (druivenzuur). De bestanddeelen zijn hieruit te verkrijgen hetzij door enzymwerking, hetzij door omkristalliseeren van natriumammoniumtartraat beneden 28°.

Eigenschappen.

De melkzuren zijn met water mengbare dikke vloeistoffen met zwak zure eigenschappen.

Het α-zuur wordt door sterk zwavelzuur gesplitst in acetaldehyde, kooloxyde en water; waardoor o. a. de structuur bewezen wordt,

CH₃ . CH . OH . COOH → CH₃C//H + CO ↑ + H₂O

De wijnsteenzuren en de appelzuren zijn vaste oplosbare stoffen. Kaliumbitartraat is weinig oplosbaar, maar bikaliumtartraat goed, Dit laatste vormt met koperhydroxyde een complex zout, waarin de waterstof der OH-groepen door koper vervangen is en dat met azuurblauwe kleur oplost (Fehlingsproefvocht). Door reducerende middelen, b.v. sommige suikers, wordt hieruit bij verhitting rood cupro-oxyde (zie p. 66) neergeslagen.

Het druivenzuur gaat door verhitting der oplossing met basen langzaam over in antiwijnsteen zuur, dat niet in actieve componenten is te splitsen.

Citroenzuur is een vaste oplosbare stof met vrij sterk zure eigenschappen. Calciumcitraat is bij hooge temperatuur minder oplosbaar dan bij lage.

Toepassing.

Druivenzuur in „limonade“.

Fehlingsproefvocht voor de analyse van suikers.

COOK

H-C-O-Cu
H-C-O-Cu

COONa

Antimonykaliumtartraat

SbO . OOC-(CHOH)₂ . COOK

als „braakwijnsteen“.

Citroenzuur in vele zure dranken.

Verbindingen, die behalve hydroxylgroepen ook nog een carbonylgroep $\text{C}=\text{O}$ bevatten (suikers).

$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$ pentosen (arabinose en xylose), $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ hexosen (glucose en fructose), $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ biosen (saccharose, lactose en maltose), $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ polysen (dextrine, amyllum en cellulose).

Voorkomen.	Bereiding.	Eigenschappen.	Toepassing.
Pentosen, gebonden in Arabische gom en in hout. <i>Glucose of druivensuiker</i> in sommige vruchten, gebonden in glucosiden. <i>Fructose of vruchtsuiker</i> , gepolymeriseerd als <i>inuline</i> in de Dahlia-knollen. <i>Saccharose</i> of <i>rietsuiker</i> in suikerriet en in beetwortelen. <i>Lactose of melksuiker</i> in melk. <i>Maltose of moutsuiker</i> in mout. <i>Amylum of zetmeel</i> in alle planten als reservestof. <i>Cellulose</i> of <i>celstof</i> in de vaatwanden der planten.	<i>Pentosen</i> door koken van Arabische gom of zaagmeel met verdunde zuren. <i>Glucose</i> door koken van zetmeel met verdunde zuren (<i>aardappelstroop</i>). <i>Rietsuiker</i> door uitpersen van suikerriet, of uitloogen van fijngesneden beetwortelen en indampen der verkregen oplossing in vacuo tot kristallisatie intreedt. <i>Melksuiker</i> door melk te strekken, af te filteren en te verkregen oplossing in te dampen. <i>Dextrine</i> door zachte verhitting van zetmeel. <i>Zetmeel</i> door fijngemalen aardappels of andere voedselrijke plantendeelen met water te schudden en langzaam te laten bezinken. <i>Cellulose</i> door drogen van planten na uitwasschen der oplosbare bestanddeelen.	Suikers zijn oplosbare vaste stoffen (behalve polysen die onoplosbaar zijn), die, naar gelang zij een aldehydefunctie (<i>aldosen</i>) of een ketonfunctie (<i>ketosen</i>) bezitten, door voorzichtige oxydatie al of niet kunnen overgaan in een éénbasisch zuur met evenveel C. atomen. Door reductie gaan zij over in een meerwaardige alcohol met een normale koolstofketen, en evenveel OH groepen, als er C. atomen aanwezig zijn en ten slotte in koolwaterstoffen met onvertakte C. keten. <i>Glucose</i> draait rechts, smaakt weinig zoet en reduceert Fehlings proefvocht tot rood Cu_2O of een ammoniakale Ag_2O oplossing tot een Ag. spiegel. Met basen treedt verharings in. <i>Fructose</i> draait sterk links, en gedraagt zich verder als glucose in bovenstaande reacties. <i>Saccharose</i> draait rechts, werkt niet reduceerend en wordt niet door basen verharst. Evenals alle biosen gaat zij met verdunde zuren over in twee moleculen van een hexose (<i>inversie</i>), in dit geval glucose en fructose (<i>invertsuiker</i>). <i>Polyosen</i> werken niet reduceerend en worden langzamer geïnverteerd tot hexosen, dan biosen, vooral cellulose. <i>Dextrine</i> is een harde, eenigszins oplosbare stof, die jodium rood kleurt. <i>Zetmeel</i> zwelt met warm water op en levert een kleverige emulsie, die jodium blauw kleurt. <i>Cellulose</i> gaat met sterk salpeterzuur in endotherme nitraten (<i>Nitrocellulose</i> of <i>schietkatoen</i>) over.	<i>Arabinose</i> als kleefmiddel in gom. <i>Hexosen</i> en <i>biosen</i> als voedings- en genotmiddel <i>Dextrine</i> voor het stijven van kleeren. <i>Zetmeel</i> als voedingsstof, voor de alcoholbereiding (zie p. 71) en als kleefmiddel met water (<i>stijfelpap</i>). <i>Cellulose</i> voor linnen en katoenen goederen, voor papier en watten; voor de bereiding van <i>nitrocellulose</i> of <i>schietkatoen</i> , een hevig explosiemiddel. Dit laatste, in een mengsel van alcohol en aether opgelost, als <i>colloidion</i> en met kamfer gemengd als <i>celluloid</i> .

80

$\text{R}-\text{O}-\text{O}-\text{R}'$. Verzadigde aethers. $\text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$ diaethylaether.

Bereiding.
Door in werking van alkylchloriden op alcoholaten b.v.:
 $\text{CH}_3\text{Cl} + \text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{CH}_3\text{O} \cdot \text{C}_2\text{H}_5$
(gemengde aether). Technisch bereidt men *diethylaether* door een mengsel van aethylalcohol met sterk zwavelzuur bij $\pm 140^\circ$ te distilleeren en steeds nieuwen alcohol bij het mengsel te voegen:

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{H} \cdot \text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{H} \cdot \text{SO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{O} \cdot \text{C}_2\text{H}_5$
Na eenigen tijd distilleert hoofdzakelijk alcohol af, daar dan het gevormde water de estervorming te veel tegenwerkt. Bovendien wordt de alcohol nog op andere wijzen aangetast en treedt gedeeltelijke verkoling op.

Toepassing.

Als narcosemiddel.
Als oplosmiddel voor vele organische stoffen, o. a. vetten en oliën, waarmee men deze van anorganische bijmengsels kan scheiden.

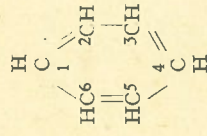
Eigenschappen.

Diaethylaether is een weinig oplosbare laag kokende vloeistof. In zuiveren toestand werkt hij niet in op natrium en op halogeene phosphorverbindingen, daar er geen H in voorkomt, die aan O gebonden is. Aethers zijn isomeer met eenwaardige alcoholen met evenveel C-atomen, dus b.v. de diaethylaether met de butylalcoholen.

81

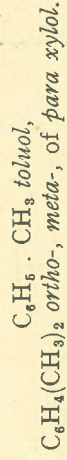
Aromatische verbindingen. (Cyclische verbindingen).

benzol,



Voorkomen.

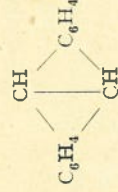
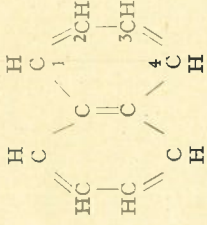
In koolteer, dat is het eerste condensatieproduct van het ruwe lichtgas, zooals dit uit de retorten ontwijkt.



Koolwaterstoffen.

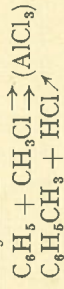
naphthaline,

anthraceen.

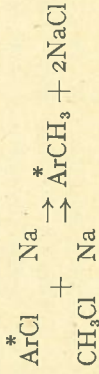


Bereiding.

Benzol: door gefractioneerde destillatie van koolteer. De homologen van benzol kunnen hieruit bereid worden volgens *Friedel* en *Crafts* door inwerking van benzol op halogeenaalkylen met aluminiumchloride als katalysator:

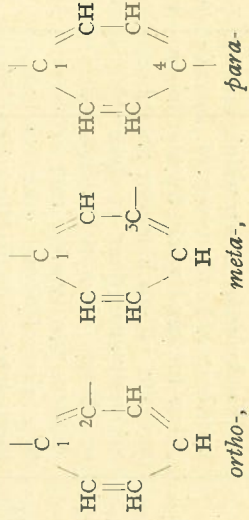


Of volgens *Fittig* door inwerking van halogenen (behalve jodium) op benzol met een halogeenovertreder, zooals $FeCl_3$, PCl_3 of S_2S_3 , en verhitten van het gevormde halogeenaalkyl met halogeenaalkylen en natrium (zie p. 70).



Eigenschappen.

Eénkernige koolwaterstoffen zijn onoplosbare brandbare vloeistoffen, die door de meeste reagentia niet worden aangetast. Alleen sterk salpeterzuur en rookend zwavelzuur werken er zonder katalysator op in, zoodat de kernwaterstof door NO_2 resp. door SO_3H vervangen wordt. De kernwaterstof in homologen is op dezelfde wijze vervangbaar als in aliphatische koolwaterstoffen. Voert men een tweeden substituent in de benzolkern, dan kunnen drie isomere stoffen ontstaan, n.l. i. 2, - i. 3 - en i. 4 gesubstitueerd:



Toepassing.

Voor de bereiding van de meeste aromatische stoffen.

Benzol als oplosmiddel en voor het carbureeren van watergas, waardoor dit bij verbranding lichtgevend wordt.

Toluol als thermometervloeistof voor lage temperaturen.

Xylol als oplosmiddel van Canadabalsam bij microscopische preparaten.

Naphthaline voor verdrijving van ongedierte uit kleeën.

Vele homologen **) van benzol, evenals naphthaline en anthraceen, komen in de teer voor en worden hieruit door gefractioneerde destillatie gewonnen.

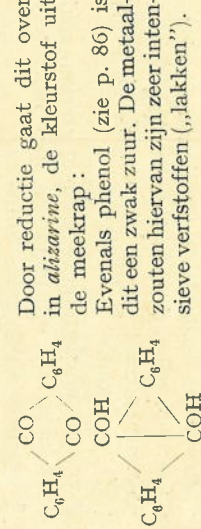
*) *Ar* is een éénwaardig aromatisch radicaal b.v. C_6H_5 — Phenyl, — $C_6H_4 \cdot CH_3$ Toly, enz.

**) *Homologen* noemt men de stoffen, die men verkrijgt door een H-atoom van de kern door verschillende alkyldgroepen te vervangen.

Deze verbindingen kunnen in zeer sterk wisselende verhouding optreden naar gelang van den aard der substituenten. Wordt slechts één H-atoom van benzol vervangen door eenzelfde substituent, dan treden nooit isomere stoffen op, zoodat de waterstofatomen van benzol volkomen gelijkwaardig zijn tegenover reagentia.

De bovenstaande benzolformule is die van *Kékulé*. Volgens dezen zouden er twee isomere orthoverbindingen kunnen bestaan, n.l. die op 1—2 en die op 1—6 gesubstitueerd zijn. Daar dit nooit gebleken is, neemt men aan, dat de dubbele bindingen niet tusschen dezelfde C-atomen blijven, maar dat zij voortdurend heen en weer schuiven (oscilleeren) tusschen de naburige C-atomen.

Meerkernige koolwaterstoffen zijn onoplosbare vaste stoffen, waarvan de kernwaterstof niet gelijkwaardig is. Zoo kent men van naphthaline twee reeksen van isomere monosubstitutieproducten, n.l.: die op 1 of op 4 (*α* verbindingen) en die op 2 of op 3 (*β* verbindingen) gesubstitueerd zijn. Door de meeste reagentia worden deze koolwaterstoffen ook gemakkelijker aangetast dan benzol. Zoo ontstaat uit naphthaline en overmangaanzuur het *orthophthaleen* (zie p. 87) en uit anthraceen en chroomzuur het *anthrachinon*:



Door reductie gaat dit over in *alizarine*, de kleurstof uit de meekrap: Evenals phenol (zie p. 86) is dit een zwak zuur. De metaalzouten hiervan zijn zeer intensieve verfstoffen („lakken”).

Anthraceen voor de bereiding van alizarine (z.n.).

Verbindingen met één of meer hydroxylgroepen aan de kern gebonden.

C_6H_5OH phenol, $C_6H_4(OH)^{1,4}$ hydrochinon, $C_6H_4(OH)^{1,3}$ resorcin, $C_6H_4(OH)^{1,2}$ pyrocatechine, $C_6H_3(OH)^{1,2,3}$ pyrogalluszuur, $CH_3 \cdot C_6H_4 \cdot OH$ ortho-, meta- en parakresol.

Voorkomen.

Phenol en de *kresolen* in de hoogere fracties van steenkoolteer.
Pyrocatechine in vele harsen.

Bereiding.

Door teer met verdunde natronloog te wasschen gaan *phenol* en de *kresolen* als natrumzouten in oplossing en kunnen hieruit met zuuren worden vrijgemaakt.
 $C_6H_5OH + NaOH \rightleftharpoons C_6H_5ONa + H_2O$.
In het algemeen kunnen deze OH-verbindingen uit benzol bereid worden door met rookend zwavelzuur de *sulfonzuren* te doen ontstaan b.v. $C_6H_5 \cdot SO_3H + H_2O \rightarrow C_6H_5SO_3Na + Na_2SO_3 + H_2O$. Zoo ontstaan ook die met meer OH-groepen.

Pyrogalluszuur ontstaat door verhitting van galluszuur (zie p. 87) onder CO_2 ontwikkeling.

Eigenschappen.

Tamelijk oplosbare stoffen met des te sterkere eigenschappen naar mate er meer OH-groepen in het molecule voorkomen (verschil met de neutrale eigenschappen van aliphatische alcoholen).

Met ferrizouten ontstaan blauwe of donker violette verkleuringen. De ortho- en parawaterstofatomen zijn gemakkelijk vervangbaar door halogenen of door NO_2 .

Phenol of *carbolszuur* is een zeer zwak zuur, met kenmerkende reuk en sterk desinfecteerende werking.

Hydrochinon werkt reduceerend en gaat dan over in *chinon* $C_6H_4O_2$ een gele onbestendige stof, die geen echte benzolkern bevat (zie chromofoor p. 84).

Resorcine kan door verhitting met phtaalzuur (zie p. 87) onder wateruittrekking een kleurstof *fluoresceïne* geven.

Pyrocatechine werkt nog sterker reduceerend dan de andere dioxibenzolen.

Pyrogalluszuur werkt vooral in basisch milieu sterk reduceerend en kan dan b.v. gasvormige zuurstof volkomen absorbeeren.

Toepassing.

Phenol en *kresolen* als desinfectiemiddelen en voor de bereiding van pikrinezuur (zie p. 84) en van salicylzuur (zie p. 87).
Hydrochinon en *pyrogalluszuur* als ontwikkelaars van photographische platen.

Resorcine voor de bereiding van fluoresceïne (z. n.) en andere kleurstoffen b.v. *eosine*, een tetrabroomderivaaat.

86

Verbindingen met geoxydeerde zijketen.

$C_6H_5 \cdot CH_2OH$ benzylalcohol, $C_6H_5 \cdot C \equiv H$ benzaldehyde, $C_6H_5 \cdot CO \cdot OH$ benzoëzuur, $C_6H_4(COOH)_2$ ortho-, meta-, of paraphtaalzuur, *Oxyzuren*: $C_6H_4(OH)(COOH)$ salicylzuur, $C_6H_3(COOH)(OH)$ galluszuur.

Voorkomen.

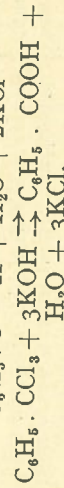
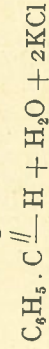
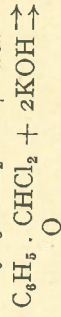
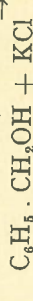
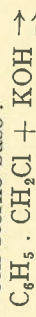
Benzaldehyde gebonden als glucoside in (*amygdaline*) in bittere amandelen.
Benzoëzuur in sommige harsen.

Salicylzuur gebonden als glucoside der overeenkomstige alcohol (*salicine*) in de wilgenbast.

Galluszuur gebonden als hooger condensatie product (*tannine* of *looi-stof*) in galappels en in de eikenschors.

Bereiding.

Benzylalcohol, *benzaldehyde* en *benzoëzuur* door substitutie van één, twee of drie ketenwaterstofatomen van toluol (zie p. 82) en behandelen der gevormde chloriden met een sterke base:



(Chloor aan de kern gebonden laat zich niet direct door OH vervangen).

Benzoëzuur en de *phtaalzuren* ontstaan ook door directe oxydatie met overmanniganzuur van toluol en van de xylolen. *Orthophtaalzuur* door oxydatie van naphthaline (zie p. 82).

Natriumsalicylaat wordt technisch bereid volgens *Kolbe* door inwerking van CO_2 op verhit droog natriumphendolaat.

$C_6H_5ONa + CO_2 \rightarrow C_6H_4 \cdot OH \cdot COONa$.
Galluszuur door koken van tannine (z.n.) met verdunde zuren.

Eigenschappen.

Benzylalcohol is een oplosbare vloeistof met alle eigenschappen van aliphatische alcoholen.

Benzaldehyde is een onoplosbare lichtgele vloeistof met sterken reuk naar bittere amandelen. Het gedraagt zich als een aliphatisch aldehyde.

Benzoëzuur en *phtaalzuur* zijn oplosbare vaste stoffen, die fraai sublimeren kunnen en vrij sterke zure eigenschappen hebben. Overigens gedragen zij zich evenals de aliphatische zuren.

Phtaalzuur levert door condensatie met phenol de indicator op zuren en basen *phenolphthaleïne* (zie p. 86).

De *oxyzuren* zijn oplosbare vaste stoffen, die zich als vrij sterke meerbasische zuren gedragen. Zij kleuren met ferrizouten sterk violet of groen-zwart (inktkleur). Door verhitting boven het smeltpunt ontwikkelt CO_2 en blijft de overeenkomstige hydroxylverbinding over (zie p. 86): bij salicylzuur het phenol en bij galluszuur het pyrogalluszuur. Galluszuur stremt eiwitten; hierop berust het leerlooien. Het groene ferrozout wordt in basisch milieu door luchtzuurstof tot het inktzwarte ferrizout geoxydeerd.

Toepassing.

Benzaldehyde als genotmiddel in bitter-amandelolie.

Benzoëzuur en zijn zouten als geneesmiddel voor huiduitslagen.

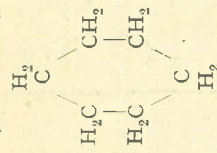
Phtaalzuur voor de bereiding van phenolphthaleïne, fluoresceïne en eosine (zie p. 86).

Salicylzuur en zijn zouten als geneesmiddel voor rheumatiek.

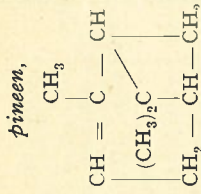
Galluszuur voor leerlooien en voor de inktbereiding.

87

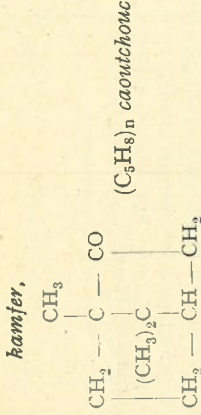
hexamethyleen of
cyclohexaan,



Terpenen b.v.



Hydro-aromatische verbindingen.



Voorkomen.

Hexamethyleen en vele homologen hiervan in Russische petroleum.

Terpenen in terpentijnolie uit naaldbomen.

Kamfer in sommige Japansche boomsoorten (kamfer-boomen).

Caoutchouc in het melksap van sommige tropische gewassen (*Hevea*).



Kamfer door stoomdestillatie van het hout der kamferboomen.

Caoutchouc door concentreren van de geschikte melksappen.

Bereiding.

Hexamethyleen door hydreeing van benzol met waterstofgas en fijn verdeeld nikkel (als katalysator) bij hoge temperatuur, volgens *Sabatier* en *Sendersens*.

Terpenen door gefractioneerde destillatie van terpentijnolie. Synthetisch door partieele hydreeing van *cymol*

Eigenschappen.

Hexamethyleen is een onoplosbare vloeistof, die in vele opzichten op benzol gelijk is. Het wordt zeer moeilijk aangetast. Slechts chloor in het zonlicht werkt substituërend op de waterstof.

Pineen is een onoplosbare vloeistof met een reuk naar hars uit naaldbomen. Evenals andere terpenen gaat het door langzame oxydatie over in *cymol* (z. n.). Het bevat twee asymmetrische koolstofatomen en kan dus optisch actief zijn.

Kamfer is een onoplosbare weke vaste subli-meerbare stof met eigenaardigen reuk. Het gedraagt zich als een keton.

Caoutchouc is een plastische onoplosbare stof met zeer hoog moleculair gewicht. Door behandeling met zwavel of S_2Cl_2 wordt het sterk elastisch (*rubber* en *gummi*) en gaat ten slotte in een harde massa (*eboniet*) over (*vulcaniseeren*, zie p. 37).

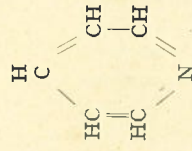
Toepassing.

Terpentijnolie als oplosmiddel voor vetten en harsen.

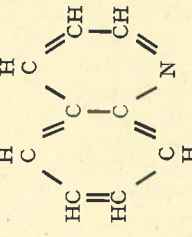
Kamfer voor de bereiding van cel-luloid (zie p. 80) en tegen ongedierte.

Caoutchouc voor de bereiding van rubber en eboniet.

Pyridine,



Chinoline,

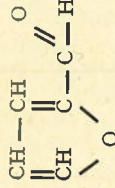


Heterocyclische verbindingen.

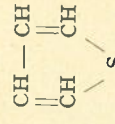
Indigo,



Furfural,



Thiophene,



Voorkomen.

Pyridine en *chinoline* in het destillatiepro-duct van beenderen (*Dippelsolie*). Vele homologen van pyridine (*alkaloiden*) in de zaden van papaveraceen,

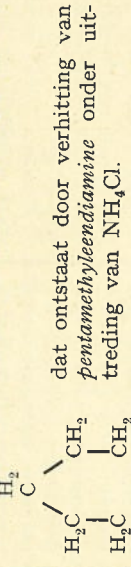
vooral in *opium*. *Indigo* gebonden als glucoside (*indicaan*) in de bladen van sommige tropische planten.

Furfural in vele houtsoorten.

Thiophene in ruwe benzol uit steenkoolteer.

Bereiding.

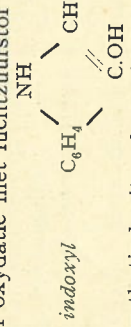
Pyridine en *chinoline* door gefractioneerde destillatie van *Dippelsolie* (z.n.). *Pyridine* wordt synthetisch bereid door oxydatie van *piperidine*,



dat ontstaat door verhitting van *pentamethyleendiamine* onder uit-treding van NH_4Cl .

Chinoline wordt synthetisch volgens *Skraup* bereid door oxydatie van een mengsel van *aniline* en *glycerine*.

Indigo door enzymewerking op indicaan (z.n.) en oxydatie met luchtzuurstof van het gevormde



Synthetisch uit ortho amidobenzoëzuur (*anthranil-zuur*) $\text{C}_6\text{H}_4 \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{COOH}$.

Furfural door destillatie van houtzaagsel of zemelen met verdunde zuren.

Thiophene door uitschudden van ruwe benzol met sterk zwavelzuur; het gaat als sulfonzuur in oplossing.

Eigenschappen.

Pyridine is een oplosbare vloeistof met onaangename reuk. Met zuren vormt zij oplosbare vaste zouten. De kernwaterstofatomen zijn zeer moeilijk vervangbaar, zodat deze stof nog bestendiger is dan benzol. De *alkaloiden* zijn eveneens basische stoffen, die een pyridinekern bevatten. De meeste zijn zware vergiften: *morpheine*, *strychnine*, *nicotine*, *atropine*, *chinine*, *caffeine*, enz. *Indigo* is een onoplosbare blauwe kleurstof, die door reductie overgaat in *indigotin* onder opname van twee H atomen. In basisch milieu oxydeert deze stof zich weer aan de lucht tot indigo. Met sterke zuren vormt indigo oplosbare zouten, die eveneens blauw gekleurd zijn. *Furfural* is een tamelijk oplosbare vloeistof met een sterken reuk naar hooi. Het gedraagt zich als een aldehyde. Met aniline en zoutzuur ontstaat een roodkleuring (reactie op houtstof in papier). *Thiophene* is een onoplosbare vloeistof. De kernwaterstof wordt gemakkelijker vervangen dan die van benzol, b.v. door halogeneen, SO_3H , NO_2 , enz.

Toepassing.

Sommige *alkaloiden* als geneesmid-delen b.v. *chinine* tegen koorts, of als verdoovingsmiddel b.v. *morpheine*, of als genotmiddel b.v. *caffeine* in koffie en thee, *nicotine* in tabak. *Indigo* als echte kleurstof.

	Blz.		Blz.		Blz.
Cobalt	66	F.		Haemoglobine	90
Coelestine	50			Halogenen	22—26
Collodion	80	Faraday	11	Hess	12
Colloidale stoffen	4	Fehlings proefvocht	79	Heterocyclische	
Complexe ionen	2	Fermenten	90	verbindingen	89
Complexe zouten	3	Ferricyaankalium	65, 76	Heterogene mengsels	1
Contactproces	30	Ferriverbindingen	64	Hexamethyleen	88
Cupriverbindingen	66, 68	Ferrocyaankalium	65, 76	Hexosen	80
Cuproverbindingen	66	Ferroverbindingen	62, 64	Hoff (van 't)	10, 12
Cyaankalium	76	Fittigs synthese	70, 81	Homogene mengsels	2
Cyaniden	76	Fixeerzout	45	Homologen	83
Cymol	88	Flintglas	41	Hoogoven	62
		Fluoorwaterstof	26	Houtazijn	73
		Fluoresceïne	86	Hydro-aromatische	
		Fluorium	24	verbindingen	88
D.		Formaldehyde	72	Hydrochinon	86
Dalton	9	Formaline	72	Hydrogel	4
Dampdichtheid	5	Friedel en Crafts		Hydrolyse	4
Deacon -proces	22	synthese	81	Hydrosol	4
Denaturatie	71	Fructose	80	Hydroxyl	3
Dextrine	80	Fuchsine	85		
Diaethylaether	81			I.	
Dialyse	4	G.		Indicator	4
Diamant	38			Indigo	89
Diazonium-				Inkt	87
verbindingen	85	Galmei	50	Inversie	80
Dinitrobenzolen	84	Galluszuur	87	Ion	2
Dioxybenzolen	86	Gay-Lussac	9	Iso-boterzuur	73
Diphenylamine	85	Geel bloedloogzout	76	Iso-butaan	70
Dissociatie	7, 8	Gelatine	72, 90	Isocyanuurzuur	75
Dissociatiegraad	8	Geleidingsvermogen	10	Isomerie	1
Dolomiet	50	Generatorgas	39	Isomorphie	3
Doodekop	64	Gietijzer	63		
Druipsteen	49	Gips	48	J.	
Druivensuiker	80	Gisting	71, 90	Jaspis	40
Dubbelzouten	3	Glans	28	Jodium	24
Dynamiet	71	Glas	41	Jodoform	78
		Glauber -zout	42	Jodometrie	19
E.		Glazuur	57	Joodstikstof	28
Eau de Javelle	22	Glucose	80	Joodwaterstof	24
Eénbasische zuren	2	Glucosiden	87		
Eénzurige basen	3	Glycerine	71	K.	
Electrolyten	2	Goud	68	Kainiet	44
Element	1	Gramaequivalent	7	Kaliapparaat	16
Elementairanalyse	16	Gramatoom	7	Kalium	44
Email	57, 59	Grammoleculen	7	Kalk	46
Empirische formule	15	Graphiet	38	Kamfer	88
Endotherm	8	Guldberg en Waage	11	Kaolien	56
Enzyme	90			Katalysator	8
Esters	74	H.			
Eudiometer	16	Haematiet	64		
Exotherm	8				

	Blz.		Blz.		Blz.
Kation	2	Matets	27	Onyx	40
Ketelsteen	49	Meerbasische zuren	2	Opaal	40
Ketonen	72	Melksuiker	80	Oplosbaarheids-	
Keukenzout	42	Melkzuur	79	product	12
Kiezel	38	Mendelejeff	12	Organische	
Kjeldahl	18	Mengkristal	3	verbindingen	70
Klei	54	Mengsels	1, 2	Ortho-phosphorzuur	32
Knalgas	21	Mercuriverbindingen	52	Ortho-verbindingen	82
Knalkwik	76	Mercuroverbindingen	52	Osmotische druk	10
Knalzuur	76	Metalen	2, 42	Ostwald	11
Kolbe	87	Metalliden	2, 20	Oxaalzuur	78
Koningswater	23	Meta-phosphorzuur	32	Oxycyanide	72
Kookpuntsverhooging	10	Meta-verbindingen	81	Oxydatieverschijnsels	21
Kooldioxyde	38	Methaan	70	Oxydimetrie	19
Koolmonoxyde	38	Methylalcohol	71	Oxyzuren	79
Koolstof	38	Methylamine	75	Ozoon	20
Koolwaterstoffen	70, 82	Mierenzuur	73		
Koolzuur	38	Moissan	38	P.	
Koper	66	Moleculaire kook-		Palmitinezuur	73
Koperkies	66	puntsverhooging	10	Paraffine	70
Korund	54	Moleculaire stol-		Para-verbindingen	82
Kryoliet	54	puntsdaling	10	Pentosen	80
Krijt	48	Moleculair gewicht	5	Periodiek systeem	14
Kwarts	40	Molecule	2	Petroleum	70
Kwik	52	Morphine	89	Phenol	86
		Moutsuiker	80	Phenolphtalëine	4, 87
		Mussiefgoud	57	Phenylhydrazine	85
L.				Phosgeengas	39, 75
Lachgas	28	N.		Phosphorus	32
Lakmoes	4	Naphtaline	82, 83	Phtaalzuur	87
Lavoisier	9	Natrium	42	Pikrinezuur	84
Le-Blanc	44	Nernst -lamp	51	Pineen	88
Lettermetaal	37, 59	Neutralisatiewarmte	11	Piperidine	89
Lichtgas	70, 82	Nicotine	89	Platina	68
Lood	59	Nikkel	66	Plumbieten	58
Loodenkamerproces	30	Nitrieten	28	Polyhalogeen-	
Loodglans	59	Nitrilen	76	verbindingen	78
Loodwit	59	Nitrobenzol	84	Polymeer	1
Looien	61, 87	Nitrocellulose	80	Polyosen	80
Lucifers	29, 33	Nitroglycerine	71	Potasch	46
Lyddiet	84	Nitrophenol	84	Primaire alcoholen	71
		Nitrosamine	75	Primaire aminen	75
M.		Normaalzout	3	Propaan	70
Magnetiet	62	Normale oplossingen	7	Propionzuur	73
Magnesium	50			Propylalcohol	71
Malachiet	66	O.		Proust	9
Malonzuur	78	Olefinen	77	Pyridine	89
Maltose	80	Oliezuur	77	Pyriet	62, 64
Mangaan	60	Omkeerbare reacties	8	Pyrocatechine	86
Manniet	71	Ontledingswarmte	8	Pyrogallol	86
Marmer	48	Onverzadigde		Pyrogalluszuur	86
Marsh	35, 37	verbindingen	77	Pyrolusiet	60

Pyrophosphorzuur	Blz. 32	Strontium	Blz. 50	Vloespaat	Blz. 24, 48
R.		Strychnine	89	Vriespundaling	10
Radioactieve stoffen	1	Stijfsel	80	Vruchtensuiker	80
Rattenkruid	34	Sublimaat	52	Vulkaniseeren	88
Reactiesnelheid	11	Suikers	80		
Realgar	34	Sulfiden	12, 31	W.	
Reductie	21	Sulfieten	30	Waage	11
Resorcine	86	Sulfocyaanzuur	76	Waardigheid	5
Rhodaanzouten	65, 76	Sulfonzuren	86	Water	20
Rhodaanzuur	76	Sulfozouten	37	Watergas	39
Rietsuiker	80	Superphosphaat	49	Waterstof	20
Rifgoud	68	Sylvien	44	Waterstofgehalte	16
Ringreactie	29, 65			Weekijzer	63
Robijn	54	T.		Weldon's slib	62
Rood bloedloogzout	76	Talk	50	Wood	59
Roodkopererts	66	Tartraten	79	Wijnazijn	73
Rookend zwavelzuur	31	Teer	82	Wijnsteen	79
Roosten	30	Terpenen	88	Wijnsteenzuur	79
Rosaniline	85	Terpentijn	88		
Rose	59	Tertiaire alcoholen	71	X.	
		Tertiaire aminen	75		
S.		Tetrachloorkoolstof	78	Xylol	82
Saccharose	80	Tetrathionaat	45		
Saffier	54	Thiosulfaat	44	Y.	
Salicylzuur	87	Tin	56	Ijzer	62
Saligenine	87	Tinkal	44		
Salmiak	46	Tinsteen	56	Z.	
Salpeter	46	Titratie	18	Zand	40
Salpeterig zuur	28	Toluidine	85	Zeep	73
Salpeterzuur	26	Toluol	82	Zeewater	42
Schietkatoen	80	Trinitrophenol	84	Zetmeel	80
Secundaire alcoholen	71	Triphenylmethaan	85	Zilver	68
Secundaire aminen	75			Zink	50
Silicaten	40	U.		Zinkaten	52
Silicium	38	Ureum	75	Zinkwit	52
Smeedbaar ijzer	63	V.		Zouten	3
Smeedijzer	63	Valentie	5	Zoutzuur	22
Soda	44	Vaseline	70	Zuringzuur	78
Soldeer	57	Veldspaat	42	Zuren	2
Solvay	44	Verbinding	1	Zuuramide	75
Spiesglanserts	36	(scheikundige)		Zuurchloride	
Spiritus	71	Verbindings-		Zuurrest	3
Staal	63	verschijnselen	21	Zuurstof	20
Stannaten	57	Verbrandingswarmte	12	Zuur zout	3
Stannieten	57	Verharsing	72	Zwaarspaat	50
Status nascens	2	Verzadigde		Zwavel	28
Stearinezuur	73	verbindingen	70	Zwavelammonium	46
Steenkool	38	Verzeeping	74	Zwavelkoolstof	29
Stibium	36	Vetten	74	Zwavelmelk	28
Stikstof	26	Vetzuren	73	Zwavelwaterstof	30
Stikstofgehalte	18	Vlakets	27	Zwavelzuur	30
				Zymase	71, 90

UITGAVEN VAN L. C. G. MALMBERG 'S-HERTOGENBOSCH — ANTWERPEN

- J. KLEYNTJENS en Dr. H. H. KNIPPENBERG: Over Handel en Nijverheid. Ingenaaid f 2.70. Gebonden . . . f 3.30
- Dr. J. KRAMERS: Leerboek der algemeene Scheikunde, 2e druk. Ingenaaid f 2.10. Gebonden . . . f 3.20
- Leerboek der bijzondere Scheikunde. — Drie deelen, ingenaaid a f 3.40. Gebonden . . . a f 4.60
- Het Analytisch Onderzoek, 2e druk . . . f 0.80
- Beknopt Leerboek der Scheikunde. 2e druk . . . f 4.70
- Scheikundige Vraagstukken, 2e druk . . . f 1.10
- D. L. CH. CONST. DE MILLERET: De voornaamste regels der Fransche Grammatica . . . f 1.50
- Oefeningen bij idem . . . f 1.—
- Methodische Fransche Schoolphonetiek. . . f 0.90
- MR. DR. CH. RAAJMAKERS: Beginselen der Staathuishoudkunde. 3e druk. . . f 2.40
- DR. C. H. SLUITER: Repetitorium der Elementaire Scheikunde. 2e druk. . . f 1.45
- J. J. L. SMEETS en J. P. SMITS: Beknopt Leerboek der Natuurkunde, voor het M.U.L.O., 4e druk, geïllustreerd . . . f 2.40
- Uitwerkingen van vragen en opgaven voorkomende in Smeets en Smits' Beknopt Leerboek Natuurkunde, 4e druk . . . f 2.—
- Beginselen der Natuurkunde voor het voortgezet Onderwijs. . . f 1.20
- J. P. SMITS: Grafische Voorstelling der Nederlandsche Geschiedenis. Drie in kleuren uitgevoerde wandkaarten (elk 160 x 125 c.M.). — Opgeplakt op wit katoen, met stokken en knoppen, gereed om op te hangen. Met gratis toelichting. Per kaart f 15.—, per stel (3 stuks). . . f 36.—
- E. H. UYLINGS: Overzicht der Latijnsche Syntaxis . . . f 1.30
- J. E. WILLEMS en B. H. DECKER: Handelsaardrijkskunde voor Handelscholen en Scholen voor M.U.L.O. — Eerste deel: Nederland, met los supplement, bevattende 29 kaarten, 3e druk . . . f 1.20
- Tweede deel: Indië, Europa en overige werelddeelen, 2e druk . . . f 1.35
- A. G. L. W. VAN KREOTEN: Theorie van het Boekhouden en hare toepassingen, 1e deel, Dagelijksche Methode, ingenaaid . . . f 3.60
- Gebonden . . . f 4.60
- Idem, 2e deel, Maandelijksche Methode, ingenaaid . . . f 4.80
- Gebonden . . . f 5.80
- Idem, 3e deel, Methoden en Vormen van Boekhouden, ingenaaid f 6.50. Gebonden . . . f 7.50
- Idem, 4e deel, Administratie der verschillende Bedrijven, ingenaaid f 9.—. Gebonden . . . f 10.—
- Uitwerkingen der opgaven voorkomende in Theorie van het Boekhouden en hare toepassingen, 1e deel . . . f 3.—
- Idem, 2e deel . . . f 4.50
- Idem, 3e deel . . . f 4.50
- Idem, 4e deel . . . f 4.50

CAMPAGNE'S WOORDENBOEKEN

GEHEEL NIEUWE BEWERKING

FRANSCH

DOOR P. VAN DUINEN

6e druk

ENGELSCH

DOOR R. VAN DUINEN

6e druk

DUITSCH

DOOR J. SNIJDER EN R. DIJKSTRA

5e druk

GEBONDEN IN STEVIGEN BAND

f3.90 PER DEEL || PER STEL f10.50

UITGAVEN VAN

L. C. G. MALMBERG

's-HERTOGENBOSCH

— ANTWERPEN